This is a digital copy of a book that was preserved for generations on library shelves before it was carefully scanned by Google as part of a project to make the world's books discoverable online.

It has survived long enough for the copyright to expire and the book to enter the public domain. A public domain book is one that was never subject to copyright or whose legal copyright term has expired. Whether a book is in the public domain may vary country to country. Public domain books are our gateways to the past, representing a wealth of history, culture and knowledge that's often difficult to discover.

Marks, notations and other marginalia present in the original volume will appear in this file - a reminder of this book's long journey from the publisher to a library and finally to you.

Usage guidelines

Google is proud to partner with libraries to digitize public domain materials and make them widely accessible. Public domain books belong to the public and we are merely their custodians. Nevertheless, this work is expensive, so in order to keep providing this resource, we have taken steps to prevent abuse by commercial parties, including placing technical restrictions on automated querying.

We also ask that you:

+ *Make non-commercial use of the files* We designed Google Book Search for use by individuals, and we request that you use these files for personal, non-commercial purposes.
+ *Refrain from automated querying* Do not send automated queries of any sort to Google's system: If you are conducting research on machine translation, optical character recognition or other areas where access to a large amount of text is helpful, please contact us. We encourage the use of public domain materials for these purposes and may be able to help.
+ *Maintain attribution* The Google "watermark" you see on each file is essential for informing people about this project and helping them find additional materials through Google Book Search. Please do not remove it.
+ *Keep it legal* Whatever your use, remember that you are responsible for ensuring that what you are doing is legal. Do not assume that just because we believe a book is in the public domain for users in the United States, that the work is also in the public domain for users in other countries. Whether a book is still in copyright varies from country to country, and we can't offer guidance on whether any specific use of any specific book is allowed. Please do not assume that a book's appearance in Google Book Search means it can be used in any manner anywhere in the world. Copyright infringement liability can be quite severe.

About Google Book Search

Google's mission is to organize the world's information and to make it universally accessible and useful. Google Book Search helps readers discover the world's books while helping authors and publishers reach new audiences. You can search through the full text of this book on the web at `http://books.google.com/`

Digitized by Google

Digitized by Google

Digitized by Google

~~BD-2-A-N. 61~~

66-3-9

UNIVERSIDAD COMPLUTENSE

5321310031

Digitized by Google

B. 741

ENCICLOPEDIA

DE

MEDICINA, CIRUJIA Y FARMACIA.

Digitized by Google

Digitized by Google

DE. 54
LAS

TRATADO COMPLETO

DE QUIMICA,

CONSIDERADA COMO CIENCIA ACCESORIA AL ESTUDIO DE LA MEDICINA, DE LA FARMACIA Y DE LA HISTORIA NATURAL,

por J. L. Lassaigne,

Profesor de Química y de Física en la escuela real veterinaria de Alfort, de la escuela especial de comercio de París y miembro de varias sociedades nacionales y extranjeras.

Traducido de la tercera y última edicion francesa

POR

Don Francisco Alvarez Alcalá,

Profesor de Medicina y Cirujía.

TOMO I.

MADRID: 1844.

LIBRERIA DE LA SEÑORA VIUDA DE CALLEJA É HIJOS.

Digitized by Google

MADRID: 1844.

IMPRENTA DE D. ALEJANDRO GOMEZ FUENTENEBRO,
calle de las Urosas, núm. 10.

17455625

Digitized by Google

ADVERTENCIA DEL EDITOR.

Siendo el conocimiento de la Química tan importante á todos los que se dedican á la ciencia de curar, quedaria incompleta la coleccion que estamos publicando, y que tan bien acogida ha sido del público, sino contuviera un tratado que estando al nivel de los conocimientos actuales, pudiera servir de texto á los alumnos que se dedican al estudio de la Medicina. Fundados en esto, y á imitacion de los que han publicado colecciones análogas, hemos elegido con este objeto el Tratado completo de Química considerada como ciencia accesoria al estudio de la Medicina, de la Farmacia y de la Historia Natural, *escrito por J. L. Lassaigne, del cual se han publicado en Francia tres ediciones.*

Le presentamos tal como le ha publicado su au-

Digitized by Google

tor, y solo hemos juzgado mas cómodo hacer clisar todas las figuras é intercalarlas en el texto, siendo tan palpables las ventajas de esta modificacion que es ocioso ocuparse de ellas.

Además hemos incluido el atlas iluminado al fin del tomo II con el objeto de que se los pueda encuadernar juntos, habiendo distribuido cada lámina en dos páginas para su mejor colocacion y no disminuir el tamaño de las figuras.

Esperamos que el público acoja con benevolencia los esfuerzos que hacemos para que las obras que componen la Enciclopedia sean á cual mas escogidas.

Digitized by Google

A LA MEMORIA

DE N. L. VAUQUELIN,

Y

DE P. L. DULONG,

Miembros de la Academia real de Ciencias de París.

Su discípulo reconocido.

Digitized by Google

Digitized by Google

PREFACIO DEL AUTOR.

Esta nueva edicion, en la cual he hecho los cambios y aumentos que exigian el estado actual de la ciencia y los descubrimientos recientes, se compone de dos volúmenes en 8.° y un atlas (1). En esta obra, que he procurado sea todo lo elemental que me ha sido posible, he seguido el mismo método adoptado en las dos primeras ediciones. Si de él me he separado algunas veces, ha sido porque he creido que las modificaciones que he hecho podrán ser útiles para la instruccion de los jóvenes que empiezan el estudio de la Química.

(1) Para mayor comodidad se ha distribuido la obra en tres tomos: el 1.° comprende hasta el cadmio; el 2.° el resto de los metales y la descripcion de las sales, y el 3.° la química orgánica y la descripcion de los aparatos y utensilios.

Digitized by Google

En el primer volúmen, despues de haber expuesto las nociones generales y preliminares sobre las fuerzas que presiden á las acciones químicas, indico las causas y circunstancias que hacen variar la afinidad entre los cuerpos, expongo las reglas de la nomenclatura química admitida actualmente en Francia, y los principios de la teoría de los equivalentes y de los átomos. Como el conocimiento de las propiedades químicas del *aire* y del *agua* es tan importante en un gran número de reacciones químicas para explicar un gran número de fenómenos, me ha parecido indispensable hacer la historia de dichos dos cuerpos antes de estudiar cada cuerpo simple en particular y en relacion con sus elementos, segun hice en las dos primeras ediciones.

La primera parte de este volúmen comprende el estudio de los cuerpos simples que se llaman *metaloideos*, en cuyo número he colocado al arsénico. La segunda parte trata de los metales, clasificados por la afinidad que tienen con el oxígeno, y se los examina sucesivamente segun los compuestos binarios que pueden formar con los metaloideos y entre sí. Para auxiliar á la memoria he tenido el cuidado de colocar debajo de la composicion numérica de cada compuesto binario la fórmula atomística que la representa; lo cual permite retener mejor en la memoria las relaciones

Digitized by Google

simples en que están unidos y combinados los elementos.

Además de las láminas he colocado, cuando lo he creido necesario, algunos grabados que representan diversos aparatos que describo. De este modo, al tratar de los caracteres químicos del ácido arsenioso, no he he olvidado de exponer las modificaciones que se han hecho en estos últimos tiempos en el aparato de Marsch, ni de dar una copia fiel de este aparato modificado, recomendado por la academia de Ciencias en las investigaciones médico-legales.

En el segundo volúmen doy la descripcion de las sales metálicas exponiendo su estado natural, sus propiedades, su composicion y sus usos. La química orgánica, que forma la segunda parte de este volúmen, comprende la análisis elemental de los principios inmediatos, su estudio segun sus divisiones en *principios inmediatos*, *ácidos*, *alcalinos, neutros ó indiferentes y de color*, &c. Termino por algunas consideraciones sobre la fermentacion alcohólica y ácida, así como sobre sus productos, el exámen de los diversos éteres y los fenómenos químicos y fisiológicos de la germinacion y de la vegetacion.

En la química orgánica animal he seguido con muy poca diferencia el mismo método; pero despues de haber dado á conocer todos los principios inmediatos en particular,

Digitized by Google

me ocupo de la historia química de los diversos fluidos y sólidos que se encuentran en los animales vertebrados, de su composicion en el estado normal y de las alteraciones que son capaces de sufrir bajo diversas influencias. Despues de esto sigue el estudio de los productos patológicos. Finalmente termino la obra con la exposicion de los fenómenos fisiológicos y químicos de la digestion y respiracion, y las causas del calor que se desarrolla en los animales.

Digitized by Google

CORRESPONDENCIA

de las principales pesas y medidas francesas antiguas y modernas con las españolas.

MEDIDAS ANTIGUAS.

FRANCIA.	ESPAÑA. Pies.	Varas.
Pie.	1,16582388	0,3886078
Toesa.	6,99494633	2,3316468
Ana de París.	0,474293	1,42288

Medidas cuadradas.

	Pies cuadr.	Varas cuadr.
Pie cuadrado.	1,35914417	0,15101602
Toesa cuadrada.	48,92919017	5,4365,668

Medidas cúbicas.

	Pies cúbicos.	Varas cúbicas.
Pie cúbico.	1,5845221	0,058686
Toesa cúbica.	342,256765	12,676176

Pesas.

	Granos.	
Grano.	1,063928	. . . . .
Escrúpulo ó dinero.	12,76714	1,063928 tomines.
Grueso, ochava ó dracma.	76,60282	1,063928 ochavas.
Onza.	612,8225	1,063928 onzas.
Marco.	4902,580	1,063928 marcos.
Libra.	9805,160	1,063928 libras.

Digitized by Google

MEDIDAS MODERNAS.

FRANCIA.	ESPAÑA. Pies.	Varas.
Cuarto del meridiano. . .	35889220	11963073
Grado centesimal.	358892,2	11963,73
Miriámetro.	35889,22	11963,073
Kilómetro.	3588,922	1196,3073
Hectómetro.	358,8922	119,63073
Decámetro.	35,88922	11,963073
Metro.	3,588922	1,1963073

	Pulgadas.	Líneas.
Metro.	43,067064	516,804768
Decímetro.	4,3067064	51,6804768
Centímetro.	0,4306706	5,16804768
Milímetro.		0,51680477

	Brazas.	Estadales.
Decámetro.	5,981537	2,990768

	Pasos.	Leg. de 200,000 pies.
Miriámetro.	7177,84	1,794461
Kilómetro.	717,784	0,179446

Medidas cuadradas.

	Pies cuadr.	Estadal. cuadr.
Metro cuadrado (centiara).	12,8803611211	0,08944695
Decámetro cuadrado (ara).	1288,03611211	8,94469523
Hectómetro cuadrado (hectara).	128803,611211	894,469523
Kilómetro cuadrado (miriara).	12880361,1211	89446,9523

Digitized by Google

FRANCIA.		ESPAÑA.
	Pulg. cuadr.	Líneas cuadr.
Metro cuadrado. . . .	1854,772001	267087,1682
	Fanegas.	Aranzadas.
Miriara.	155,28985	223,61738
Hectara.	1,5528985	2,2361738
	Pies cúb.	Varas cúb.
Met. cúb. (stere).	46,226611395	1,712096718
	Pulgadas.	Líneas.
Decímetro cúb. . .	79,87958449	138031,9220
		Fanegas.
Kilolitro (met. cúb).		17,9908974
Hectolitro.		1,79908974
	Cántaras.	
Decalitro.	0,61970197	0,17990897
	Azumbres.	Celemines.
Litro (decímet. cúb). . .	0,49576158	0,21589077
	Arrobas.	Libras.
Decalitro de aceite. . . .	0,795885	19,89712
Litro de aceite.		1,989712

Pesas.

	Granos.	
Decígrama. . . .	2,00307333	
Grama.	20,0307333	
Decagrama. . . .	200,307333	2,782046 ochavas.
Hectógrama. . .	2003,07333	3,477558 onzas.
Kilógrama. . . .	20030,7333	4,346947 marcos.
Kilógrama. . . .	2003,07333	2,173474 libras.

Digitized by Google

FRANCIA.		ESPAÑA.
	Libras.	
Miriagrama. . .	21,73474	0,869389 arrobas.
Quintal (100 kilógr.).	217,3474	2,173474 quint.
Mill. (10 quint.).	2173,474	21,73474 idem.

Digitized by Google

INTRODUCCION.

Division de los conocimientos humanos. Examinando el conjunto de los conocimientos humanos que se refieren á los cuerpos naturales, se halla que se dividen en muchos ramos: los unos tienen por objeto los mismos cuerpos, sus caracteres aparentes, su estructura, y los medios de reconocerlos y de clasificarlos; este género de estudio toma el nombre de *historia natural.* Los otros son relativos á la observacion y al estudio de los fenómenos que producen estos cuerpos, ó que pasan entre sí. Estos fenómenos ó los cambios que resultan de la accion de los diferentes cuerpos, están necesariamente acompañados de un movimiento cualquiera que los separa ó los aproxima unos á otros. Pero estos movimientos pueden ser sensibles, aparentes, ó tan pequeños que nuestros sentidos no puedan percibirlos. Las ciencias que comprenden bajo su dominio el estudio de estos diferentes fenómenos, son la *física* y la *química.*

Física. La *física* es una ciencia que tiene por objeto el estudio de los grandes movimientos ó de los

Digitized by Google

fenómenos aparentes que pasan entre los cuerpos que se hallan separados, y de las leyes que los rigen.

Química. Se ha dado el nombre de *Química* á la parte de las ciencias naturales que se ocupa de los movimientos ó de los fenómenos ocultos que acaecen entre los cuerpos. Los fenómenos que son del resorte de la física pasan entre masas apreciables; los de la química entre los átomos invisibles de la materia. Los primeros son vistos por el observador, los segundos solo son apreciados por el resultado de la accion. Un solo ejemplo puede hacer palpable esta distincion de los fenómenos; cuando un cuerpo arde en contacto del aire, la emision de luz y de calor son fenómenos físicos que se pueden apreciar y medir; pero al mismo tiempo se producen otros que no se ven, y que resultan de la union de los principios constituyentes del cuerpo combustible con uno de los elementos del aire atmosférico. El químico se aplica al estudio de este último órden de hechos, á fin de coordinarlos para reconocer las leyes generales á que al parecer están sometidos todos estos fenómenos, preverlos despues y calcularlos.

Despues de haber indicado el objeto preciso de la química y designado lo que la distingue de los demás conocimientos naturales, es importante dar de ella una definicion lo mas exacta que sea posible.

Así pues, las consideraciones que hemos expuesto anteriormente, nos permiten definir la química *la ciencia que tiene por objeto el conocimiento especial de la accion molecular de los cuerpos unos sobre otros.*

Digitized by Google

TRATADO COMPLETO DE QUIMICA.

Definicion de la química. Se puede definir la química la *ciencia que tiene por objeto el conocimiento especial de la accion molecular de los cuerpos unos sobre otros.*

Accion molecular. Se entiende por accion molecular el efecto de una fuerza que nos es desconocida y que tiende á reunir las partículas de un cuerpo con las de otro, ó á alejar estas partículas unas de otras para combinarlas con otras, ya en otro órden, ya en otras proporciones.

A esta fuerza, cuya causa es desconocida, pero cuyos efectos son tan sensibles y forman la base del estudio de la química, se ha dado el nombre de *atraccion molecular*, porque á la verdad solo obra las últimas partículas ó moléculas de un cuerpo.

Se distinguen las moléculas en dos especies. Se ha dado el nombre de moléculas á las partes mas pequeñas de los cuerpos, á estas fracciones tan finas que se escapan á nuestros sentidos. Se distinguen dos especies: 1.ª las *moléculas integrantes*, y 2.ª las *moléculas constituyentes.*

Moléculas integrantes. Las primeras son aquellas

Digitized by Google

cuyo conjunto forma el cuerpo á que ellas pertenecen, y todas son semejantes á la masa de donde provienen. Así, si se concibe una barra de azufre reducida á polvo muy fino, cada pequeña partícula de azufre tiene semejanza con la masa; lo mismo que esta última, es amarilla, quebradiza, combustible, y en una palabra goza de las mismas propiedades que caracterizan la masa; se designa con el nombre de moléculas integrantes á esta partícula ó partículas, semejantes al todo de que hacen parte.

Moléculas constituyentes. Se llaman moléculas constituyentes á las que por su union forman los elementos de los cuerpos. Así en el sulfuro de hierro, cuerpo compuesto de azufre y hierro, que son dos cuerpos simples, el azufre y el hierro son las moléculas constituyentes de este compuesto; y si se reduce á polvo este sulfuro, cada partícula compuesta como toda la masa de azufre é hierro, es una molécula integrante.

Segun estas definiciones se vé que un cuerpo cualquiera no tiene nunca mas que una sola especie de moléculas integrantes, pero que puede tener muchas especies de moléculas constituyentes. En efecto, que un cuerpo sea simple ó compuesto de muchos elementos, no presenta mas que una especie de moléculas integrantes, mientras que en el segundo caso hay tantas especies de moléculas constituyentes cuantos principios diferentes entran en su composicion.

Division de los cuerpos. Los cuerpos que componen la materia de nuestro globo se dividen en *simples* y *compuestos.*

Cuerpos simples ó elementales. Estos cuerpos, llamados elementos, no pueden descomponerse ya por los medios que la ciencia posee, y no contienen mas que una especie de moléculas: tales son el *azufre*, el *carbono*, el *oro*, el *cobre*, &c.

Cuerpos compuestos. Los cuerpos compuestos son los que se forman por la reunion de muchas especies de moléculas ó de partículas de diferente naturaleza: tales son el aire, el agua, la creta, los leños, &c.

Digitized by Google

Afinidad de agregacion. Las *moléculas de los cuerpos* se adhieren unas á otras con cierta fuerza que varía segun una infinidad de circunstancias; esta fuerza que determina su *estado* de agregacion ha sido llamada por los físicos *cohesion* ó *afinidad de agregacion*. Se egerce su accion á muy pequeñas distancias sobre las partes de los cuerpos, lo que puede comprobarse haciendo deslizar uno sobre otro dos planos de una misma sustancia perfectamente pulimentados; despues de su contacto habrá entre ellos tal adherencia que será necesario emplear una fuerza considerable para separarlos.

Además de esta propiedad física hay otra que induce á las moléculas de un cuerpo á dirigirse hácia las partes de otro cuerpo de naturaleza diferente para penetrarlas, y que da orígen á un nuevo cuerpo.

Sea llamada *afinidad de composicion* ó *afinidad química*, á la fuerza que preside á este fenómeno. Muchas causas pueden modificarla, tales son: 1.ª la cohesion, 2.ª el calórico, 3.ª el estado eléctrico, 4.ª la presion, y 5.ª las masas entre las cuales puede verificarse la combinacion.

1. *Influencia de la cohesion.* En el mayor número de casos dos cuerpos sólidos no pueden unirse sino tienen entre sí una grande afinidad. Hé aquí por qué es necesario, cuando se quiere combinarlos, exponerlos á la accion del calórico que debilitando la cohesion, hace preponderar á la afinidad. Muchas combinaciones físicas se verifican de este modo.

2. *Influencia del calórico.* Aunque por lo que acabamos de decir, el calórico favorece singularmente la combinacion química, obra comunmente de un modo inverso, separando las moléculas que antes estaban unidas. Muchas combinaciones se destruyen de este modo por el calórico, que alejando las moléculas de los cuerpos, las pone frecuentemente fuera de su esfera de atraccion. Así, como acabamos de exponer, el calórico puede determinar la combinacion de los cuerpos entre sí, lo que sucede en el mayor número de

Digitized by Google

casos, y algunas veces tambien separa los elementos que antes estaban unidos. Este último efecto del principio del calor depende de su intensidad: así el mercurio absorbe el oxígeno á una temperatura inmediata á su ebullicion, y se convierte enteramente en deutóxido de mercurio; á una temperatura mas elevada le deja desprender. En adelante tendremos ocasion de demostrar otros ejemplos de combinacion y de descomposicion por el calórico.

3. *Influencia de la electricidad.* La electricidad hace tambien un papel importante en la union de los cuerpos, porque está demostrado en física que hay atraccion cuando los cuerpos están cargados de electricidad opuesta ó de naturaleza contraria, mientras que hay siempre repulsion entre cuerpos animados de la misma naturaleza de electricidad.

4. *Influencia de la presion.* La presion que determina la aproximacion entre las partes, tiene principalmente una influencia marcada sobre los cuerpos que son muy compresibles, tales como los fluidos elásticos; favorece su union entre sí ó con ciertos líquidos, y su afinidad con estos últimos aumenta con el grado de presion que experimentan. Tomemos por ejemplo el gas ácido carbónico que á la temperatura de + 15° bajo la presion ordinaria de la atmósfera no se disuelve sino en su volúmen de agua; á doble ó triple presion, el agua puede contener muchas veces su volúmen. No puede existir esta combinacion sino en tanto que subsista esta fuerza; porque si cesa de pronto, el gas ácido carbónico vuelve á tomar su fuerza elástica como una barra de acero templada volveria á tomar su forma rectilínea si hubiese sido doblada en arco por una fuerza mecánica. El hervor bastante vivo que se manifiesta en ciertos vinos llamados espumosos, en la cerveza, en la sidra y en algunas aguas minerales cuando se destapan las botellas que las contienen, es debido al desprendimiento rápido del gas carbónico: este gas estaba en disolucion en estos líquidos por la presion del tapon que impedia su espansion. Entre la

Digitized by Google

combinacion de los fluidos elásticos con los cuerpos sólidos, hay algunas que se descomponen fácilmente por el calor al aire libre; si por el contrario se colocan estos compuestos en un espacio muy estrecho y herméticamente cerrado y se los calienta, no habrá descomposicion; porque entonces no pudiendo verificarse la espansion del gas desprendido, que sería muy grande al aire libre, por la resistencia de las paredes de la vasija, el cuerpo se halla sometido á una gran presion, y no se destruye la afinidad de los dos cuerpos uno con otro. El mármol, la piedra de cal, la creta, que son combinaciones de ácido carbónico y cal, pueden suministrarnos ejemplos de esto. Si se los calcina al aire libre bajo la presion de la atmósfera, se desprende el ácido carbónico y se obtiene cal viva y cáustica. Cuando se hace el experimento en un tubo de hierro, que esté lleno de una de estas tres sustancias, y se tiene cuidado de cerrar las aberturas del tubo antes de calentarle, no se observa ninguna descomposicion aunque el calor sea muy fuerte.

5. *Influencia de la relacion de las masas.* La afinidad de dos cuerpos entre sí varía tambien segun sus cantidades relativas. En la combinacion se observa que el uno se adhiere tanto mas al otro, cuanto menor sea la proporcion en que se encuentra respecto al segundo, lo que es fácil explicar con la suposicion siguiente: si se combinan A y B en dos proporciones, á saber una parte de A con una parte de B, y otra parte de A con dos partes de B, se vé que en la primera combinacion una molécula de A será atraida por otra molécula de B. En la segunda habrá una molécula de A por dos moléculas de B; por consiguiente será mas dificil y se necesitará una fuerza mayor para separar una parte de A en la segunda combinacion que en la primera, en que solo hay afinidad de molécula á molécula. Esta fuerza, que varía entre los diferentes cuerpos de la naturaleza, preside á todas las reacciones químicas y llega á ser el objeto continuo de las investigaciones del químico. No puede establecerse de un

Digitized by Google

modo tan absoluto como se habia considerado al principio, porque la cantidad de los cuerpos que están en presencia unos de otros, la cohesion de los unos y la fuerza espansiva de los otros la hacen cambiar, como Berthollet lo ha demostrado muy bien en su estática química.

Análisis y síntesis. El conocimiento profundo de la accion de esta afinidad y de las modificaciones que puede experimentar, permiten que el químico pueda, en la mayor parte de los casos, descomponer los cuerpos y separar sus elementos para valuar las proporciones en que estaban reunidos. Cuando está bien hecha esta operacion, que se designa con el nombre de *análisis química*, es comunmente posible probar la verdad que se ha demostrado volviendo á combinar los elementos que habian sido aislados: á esta última operacion, inversa á la primera, se ha designado con el nombre de *síntesis*. Veremos mas adelante que aunque el químico pueda analizar todos los cuerpos naturales compuestos, sin embargo un gran número no pueden ser recompuestos; en cuyo caso se encuentran principalmente los que se sacan del reino orgánico. Cuando tratemos en particular de las propiedades de estos últimos compuestos, indicaremos cuáles son las causas que se oponen á la síntesis.

DE LA COMBINACION.

Condiciones en que se combinan los cuerpos. La combinacion es el resultado de la union de dos ó mayor número de cuerpos simples ó compuestos, efectuada en virtud de la afinidad química entre las moléculas puestas en contacto. Para que haya combinacion son necesarias dos condiciones, á saber: la afinidad de los cuerpos que están en presencia unos de otros y su estado respectivo: no hay que considerar este último cuando los cuerpos tienen mucha afinidad entre sí;

Digitized by Google

pero cuando la cohesion excede á esta fuerza, como lo hemos indicado en las nociones preliminares, es necesario destruirla por la accion del calórico, si se quiere combinar dos cuerpos sólidos. Así los antiguos filósofos, que habian observado en general la falta de accion entre los cuerpos sólidos, habian reconocido esta verdad en el axioma que han dado sobre la union de los cuerpos entre sí (*corpora non agunt nisi sint soluta*). Expresaban con esto que los cuerpos no pueden unirse sino se los ha liquidado, ó lo que es lo mismo sino se ha destruido su fuerza de cohesion.

Desprendimiento de calórico y luz por la combinacion. En el momento en que los cuerpos se combinan, se manifiestan muchos fenómenos. Unas veces hay desprendimiento de luz y de calórico, otras veces solo desprendimiento de calórico sin luz, pero jamás desprendimiento de luz sin calórico. En muchas circunstancias hay tambien produccion de *frio*. Ejemplos: 1.º echando en un frasco lleno de cloro gaseoso, antimonio pulverizado, este metal se une inmediatamente con el gas, se inflama y al parecer arde produciendo una hermosa lluvia de fuego; 2.º la cal viva, puesta en contacto con el agua, se calienta poco á poco combinándose con cierta cantidad de este líquido; 3.º el agua al disolver la sal comun ó la sal amoniaco produce un frio mas ó menos sensible. Independiente de los fenómenos mas ó menos aparentes referidos arriba, existen otros que no son tan fáciles de comprobar y que exigen el concurso de aparatos particulares: estos son los fenómenos eléctricos que son tambien una consecuencia general de la union de los cuerpos entre sí. Los experimentos hechos por muchos físicos y últimamente por M. Becquerel por medio del multiplicador electro-magnético, prueban que la accion química mas débil desarrolla electricidad.

Desprendimiento de electricidad. Ejemplo: Si se ata á uno de los hilos del multiplicador unas pinzas pequeñas de platino que tengan cogido un pedazo de potasa

Digitized by Google

y al otro hilo una cuchara del mismo metal llena en parte de ácido azóico debilitado, y se aproxima el pedazo de potasa al ácido, inmediatamente la aguja imanada, desviada de su posicion de reposo, atestigua por su movimiento de rotacion la electricidad que se desprende durante la combinacion.

Los cuerpos producen dos géneros de combinacion. Segun el grado de afinidad que tengan entre sí, los cuerpos pueden dar dos géneros de combinaciones. 1.º Los que tienen grande afinidad entre sí solo se combinan en un corto número de proporciones, cuyas relaciones son siempre muy simples. Tomemos por ejemplo el cobre y el oxígeno, que se combinan en dos proporciones para formar el protóxido y el deutóxido de cobre. Comparando las cantidades de oxígeno absorbidas por este metal para constituir estos dos óxidos, se halla que el protóxido está compuesto de 100 de cobre + 12,5 de oxígeno, y el deutóxido de 100 de cobre + 25 de oxígeno, cantidad precisamente doble de la que contiene el primer óxido ó el menos oxigenado. Por consiguiente, las cantidades de oxígeno en estos dos óxidos están entre sí como 12,5 : 25, ó en esta relacion mas simple, que es absolutamente la misma, como 1 : 2.

Mas adelante encontraremos numerosos ejemplos de esta verdad, que prueban que la union de los cuerpos está sometida á leyes notables.

La combinacion se verifica entre los átomos. Cuando los cuerpos se combinan entre sí, la combinacion se verifica siempre entre partes tan ténues que por su pequeñez se escapan aun al ojo armado del mejor microscopio, lo que prueba que la afinidad de composicion se egerce entre las últimas partículas de la materia ó que sus moléculas son invisibles y no pueden ser divididas, á las que se ha convenido en llamar *átomos*.

Las propiedades de los cuerpos cambian por la combinacion. En los cuerpos compuestos cambian las propiedades respectivas de los cuerpos; las adquieren nuevas por efecto de la combinacion, como en su es-

Digitized by Google

tado físico, su color, su sabor, su olor, su solubilidad y su accion sobre la economía animal. Así dos cuerpos en estado de gas pueden producir combinándose un cuerpo líquido: ejemplo: el oxígeno y el hidrógeno que por su union forman el agua; el azufre que tiene un color amarillo y el mercurio un brillo plateado, forman por su union un compuesto de color rojo vivo (cinabrio ó sulfuro rojo de mercurio). El azufre, combinándose con cierta cantidad de oxígeno, da orígen á un cuerpo cáustico de sabor muy ácido (el ácido sulfúrico). El hidrógeno unido con el azoe ó con el azufre constituye dos compuestos particulares muy olorosos, aunque los elementos, tomados separadamente, no tienen ninguna accion sensible sobre el olfato; el uno es el amoniaco (hidrógeno azoado) que tiene un olor tan fuerte que produce la sufocacion y el lagrimeo; y el otro el ácido sulfídrico, caracterizado por su olor fétido á huevos podridos y por su accion deletérea. Podriamos multiplicar estos ejemplos sobre los cambios que suceden en los cuerpos á consecuencia de su combinacion, si los que acabamos de presentar no bastasen ya para hacer concebir cuan interesante debe ser el estudio de estas acciones y de los resultados que de ellas provienen. Del conocimiento de estas reacciones recíprocas nacen las aplicaciones de la química, tan útiles á la medicina y á las artes industriales.

Combinaciones producidas por la afinidad débil de los cuerpos entre sí. En las combinaciones que resultan de una afinidad débil, los cuerpos pueden unirse en proporciones variables, á lo menos entre los límites en que pueda efectuarse su combinacion; pero entonces las propiedades del compuesto se diferencian poco de las de los componentes; esto es lo que se observa en la accion disolvente del agua sobre el azúcar y la sal comun. Estos últimos cuerpos comunican su sabor particular á este líquido, y el resultado de esta accion puede ser considerado como una combinacion débil del agua con el azúcar y la sal.

Digitized by Google

Relaciones en volúmen de los cuerpos combinados. Hemos dicho anteriormente que cuando dos cuerpos se combinan en muchas proporciones, se observaba una relacion simple entre las cantidades ponderables de uno de ellos; en los cuerpos en estado de gas ó de vapor se observa igualmente en su combinacion una relacion simple entre su volúmen. Gay-Lussac ha sido el primero que ha dado á conocer esta relacion por observaciones y numerosos experimentos. La tabla siguiente nos presenta algunos ejemplos de esto.

Digitized by Google

Cantidades en volúmenes.	*Cantidades en volúmenes.*	*Nombres de los productos formados.*
1 vol. de gas oxígeno.	2 vol. de gas hidrógeno.	Protóxido de hidrógeno ó agua.
1 vol. de gas azoe.	$\frac{1}{2}$ vol. de gas oxígeno.	Protóxido de azoe.
1 vol. de gas azoe.	1 vol. de gas oxígeno.	Deutóxido de azoe.
3 vol. de gas hidrógeno.	1 vol. de gas azoe.	Amoniaco.
1 vol. de vapor de carbono	1 vol. de gas azoe.	Cianógeno.
4 vol. de gas clorhídrico.	4 vol. de gas amoniaco.	Clorhidrato de amoniaco.

Descomposicion de los cuerpos verificada por la afinidad diferente. Cuando se han unido los cuerpos á consecuencia de una combinacion, y tienen una gran-

Digitized by Google

de afinidad uno con otro, no es posible separarlos sino poniendo el compuesto que ha resultado en contacto de un tercer cuerpo que tenga mas afinidad con uno de los dos elementos que la que tienen el uno con el otro en el primer cuerpo. Esto es lo que se practica cuando se analiza un cuerpo compuesto. Supongamos un compuesto $A + B$. Si ponemos este cuerpo con otro C, que tenga mas afinidad con A, y que esta última fuerza exceda á la que tiene B con A, resultará un nuevo compuesto $A + C$, y B quedará en libertad. Por el mismo raciocinio, sometiendo el nuevo cuerpo $A + C$ á la accion de un cuerpo D, cuya afinidad con C sea mayor, A se separará de esta última combinacion.

La análisis química está fundada en la diferente afinidad de los cuerpos entre sí. Por lo que precede se ve que si se desease conocer en qué relacion se hallan A y B en esta combinacion, sería necesario tomar una cantidad conocida de este compuesto, y pesar los elementos A y B, que habian sido separados. Esta es la operacion que los químicos designan con el nombre de análisis: no es siempre tan fácil de hacer como en el ejemplo que acabamos de presentar, porque los cuerpos contienen á veces mas de dos elementos combinados y entonces hay que vencer mayores dificultades para aislarlos.

La afinidad de los cuerpos se modifica por los compuestos en que entran. Sucede frecuentemente que un compuesto binario $A + B$ no puede descomponerse ni por un cuerpo C, ni por un cuerpo D tomado separadamente; pero si se toma su combinacion $C + D$ y se la pone en contacto con $A + B$, entonces, en virtud de una doble afinidad, se separan los elementos constituyentes de los dos compuestos, se combinan en otro órden, de donde resultan dos nuevos compuestos $A + D$, $B + C$. A este género de atraccion recíproca es á lo que en química se ha dado el nombre de doble descomposicion.

Influencia de la relacion de las masas sobre la afi-

nidad. No es tan absoluta la afinidad de los cuerpos entre sí como lo que se creia en otro tiempo; tienen influencia sobre ella, como hemos dicho, la cantidad de los cuerpos puestos en presencia, la fuerza espansiva de los unos y la cohesion de los otros. Esto es lo que tendremos ocasion de ver por lo que sigue. Así un compuesto binario, cuyos elementos $A + B$ tuviesen mucha afinidad el uno con el otro, puede en ciertas circunstancias descomponerse en todo ó en parte por un tercer cuerpo C, que tuviese menos afinidad que tienen A y B. Se presenta este caso cuando C está en exceso con relacion á AB, ó puede formar con uno de los elementos un compuesto mas fijo.

Estas son las diferentes causas que hacen imposible la evaluacion de la afinidad. Pero sin embargo, poniendo los cuerpos en contacto y reaccionando sobre sus compuestos, se puede determinar el órden de sus afinidades relativas.

CAPITULO I.

DEL NÚMERO DE LOS CUERPOS SIMPLES Ó ELEMENTOS, Y DE LA NOMENCLATURA QUÍMICA.

Números de los cuerpos simples, ó elementos. En el estado actual de nuestros conocimientos químicos, se puede admitir cincuenta y cinco cuerpos simples ó elementos, ó á lo menos se los debe mirar como tales, pues que resisten á los esfuerzos de los químicos que no han podido aun descomponerlos. Estos son los cuerpos que combinados uno á uno, uno á dos, uno á tres, forman las sustancias compuestas que se presentan á nuestra vista en toda la naturaleza. Es verosímil que no se ha fijado aun el número de los cuerpos simples, y que se descubrirán otros á medida

Digitized by Google

que la ciencia se enriquezca con hechos y observaciones. En la tabla siguiente hemos dividido los cuerpos simples ponderables en dos secciones, á saber: en *cuerpos no metálicos* ó metaloideos, y en *cuerpos metálicos* ó metales. Esta division, adoptada por la mayor parte de los químicos franceses y extranjeros, está fundada principalmente en la propiedad que poseen los cuerpos de conducir ó no el calórico y la electricidad. Generalmente no existe esta propiedad en todos los cuerpos de la primera seccion, mientras que la poseen en grados diferentes todos los de la segunda.

PRIMERA SECCION.

Cuerpos no metálicos ó metaloideos.

1.º	Oxígeno.	8.º	Azoe.
2.º	Hidrógeno.	9.º	Cloro.
3.º	Carbono.	10.	Bromo.
4.º	Fósforo.	11.	Iodo.
5.º	Azufre.	12.	Fluor.
6.º	Selenio.	13.	Silicio.
7.º	Boro.	14.	Arsénico.

SEGUNDA SECCION.

Cuerpos metálicos ó metales.

1.º	Aluminio.	12.	Sódio.
2.º	Itrio.	13.	Hierro.
3.º	Torio.	14.	Manganeso.
4.º	Circonio.	15	Zinc.
5.º	Magnesio.	16.	Cadmio.
6.º	Glucinio.	17.	Estaño.
7.º	Bário.	18.	Tungsteno.
8.º	Estroncio.	19.	Molibdeno.
9.º	Calcio.	20.	Cromo.
10.	Litio.	21.	Vanadio.
11.	Potasio.	22.	Titano.

Digitized by Google

23.	Uranio.	33.	Cerio.
24.	Cobre.	34.	Lántalo.
25.	Teluro.	35.	Plata.
26.	Antimonio.	36.	Oro.
27.	Bismuto.	37.	Platino.
28.	Niquel.	38.	Osmio.
29.	Cobalto.	39.	Paladio.
30.	Plomo.	40.	Iridio.
31	Mercurio.	41.	Rodio.
32.	Colombio.		

Division de los cuerpos segun sus propiedades eléctricas. Con arreglo á su polaridad eléctrica, los cuerpos simples pueden dividirse en dos séries: 1.ª cuerpos *electro-negativos*; 2.ª cuerpos *electro-positivos*. En la primera clase están colocados los cuerpos no metálicos, y en la segunda los metales. Nada hay absoluto en esta division, porque los cuerpos de una misma série son electro-negativos ó electro-positivos unos respecto de otros.

DE LA NOMENCLATURA QUÍMICA.

Cuerpos simples combustibles. Generalmente se ha calificado con el nombre de cuerpos combustibles á todos los cuerpos simples diferentes del oxígeno, porque la mayor parte de ellos, combinándose con este, pueden producir los fenómenos que se observan en la combustion, es decir un desprendimiento de calórico con emision de luz. Se les habia dado este epíteto, que data desde una época bastante lejana, por la observacion que se habia hecho entonces sobre los fenómenos que acompañan su combinacion con el oxígeno, y que eran mas ó menos análogos á los de la combustion ó inflamacion.

Pero nuevos experimentos han enseñado que otros muchos cuerpos, al unirse, dejaban tambien desprender calórico y luz; desde entonces se ha destruido por sus cimientos la teoría de la combustion, que se miraba

Digitized by Google

como uno de los principales orígenes de estos dos fluidos imponderables. La produccion del calor y del fuego no ha sido admitida como un resultado exclusivo de la combinacion del oxígeno con los cuerpos, sino mas bien como la consecuencia de la union de los cuerpos entre sí.

Denominacion de los compuestos oxigenados. Se ha dado el nombre de *óxidos* á todas las combinaciones del oxígeno con los cuerpos; así se llama *óxido de hierro* á la combinacion del oxígeno con el hierro: *óxido de fósforo* á la combinacion del oxígeno con el fósforo.

Las propiedades particulares que caracterizan á muchas de estas combinaciones han hecho que se distinga primero con el nombre de *ácidos* á los compuestos de oxígeno, que tienen un sabor mas ó menos ácido y que se conducen respecto á ciertas materias colorantes vegetales como lo hacen los cuerpos designados con el nombre de ácidos. Estos compuestos son siempre electro-negativos. Se ha reservado el nombre de óxidos á los otros compuestos oxigenados que lejos de gozar de estas propiedades las poseen enteramente opuestas: así es que los ácidos enrojecen generalmente la tintura azul del girasol, y los óxidos por el contrario obran de diferente modo: vuelven el color azul á la tintura de girasol enrojecida primitivamente por los ácidos, y son electro-positivos respecto á los primeros. Sin embargo existen óxidos que no presentan ninguna de estas propiedades y que pueden formar una clase á parte. Se los designa con el nombre de óxidos *indiferentes.*

Oxácidos ó ácidos formados por el oxígeno. Cuando un cuerpo uniéndose con el oxígeno forma un compuesto ácido, se ha convenido añadir á su nombre la terminacion *ico* y hacerle preceder de la palabra *ácido.* Ejemplo: el carbono, combinándose con el oxígeno en ciertas proporciones, produce un compuesto ácido, al cual se ha dado el nombre de *ácido carbónico.* El boro con el oxígeno produce un ácido que por la misma razon se le ha llamado *ácido bórico.*

Digitized by Google

Se ha reconocido que un mismo cuerpo simple podia combinarse algunas veces en diferentes proporciones, y formar comunmente otros tantos ácidos diferentes por sus propiedades físicas y químicas. Por consiguiente ha sido necesario distinguirlos con nombres para no confundirlos. Si un cuerpo simple produce con el oxígeno dos compuestos ácidos, al que contiene mas oxígeno se le da la terminacion en *ico*, y al que contiene menos la terminacion en *oso*. Ejemplo: El arsénico forma con el oxígeno dos compuestos ácidos. Se ha distinguido al primero con el nombre de *ácido arsénico*, es decir al que contiene mas oxígeno, y con el de *ácido arsenioso* al segundo que contiene menos.

Nomenclatura de los oxácidos ó ácidos formados por el oxígeno. Habiéndose descubierto tambien que ciertos cuerpos simples se combinaban con el oxígeno en 3 ó 4 proporciones y producian otros tantos ácidos, ha sido necesario darles nombre, lo que se ha hecho modificando ligeramente el método que hemos indicado antes. Ejemplo: el azufre forma con el oxígeno 4 ácidos; se los ha denominado sucesivamente conservando la terminacion *ico* para el ácido mas oxigenado; se hace preceder al mismo nombre de la palabra *hipo*, derivado de una preposicion griega, para la combinacion que viene despues de esta y que contiene menor cantidad de oxígeno, &c. Así se distingue á estos cuatro ácidos por los nombres siguientes: 1.º *ácido sulfúrico*; 2.º *ácido hiposulfúrico*; 3.º *ácido sulfuroso*; 4.º *ácido hiposulfuroso*. El fósforo produce tambien con el oxígeno cuatro ácidos; se los ha designado del mismo modo: 1.º *ácido fosfórico*; 2.º *ácido hipofosfórico*; 3.º *ácido fosforoso*, y 4.º *ácido hipofosforoso*.

Hidrácidos ó ácidos formados por el hidrógeno. El hidrógeno produce con algunos cuerpos combustibles no metálicos combinaciones ácidas, que gozan de la mayor parte de las propiedades de los que están formados por el oxígeno. Se les ha dado el nombre genérico de *hidrácidos* para distinguirlos de los ácidos

Digitized by Google

formados por el oxígeno, que son conocidos con el nombre de *oxácidos*. Estos nuevos ácidos han recibido la terminacion en *ico* como los primeros, pero su nombre está formado por el del cuerpo mas electro-negativo, al cual se junta el nombre *hídrico*, que representa el hidrógeno ó el elemento electro-positivo: el cloro, el iodo, el bromo, el fluor, el selenio y el azufre uniéndose con el hidrógeno producen otros tantos ácidos diferentes, que han sido designados siguiendo el principio enunciado con los nombres de ácidos *clorhídrico*, *iodhídrico*, *bromhídrico*, *fluorhídrico*, *selenhídrico* y *sulfhídrico*.

Nomenclatura de los óxidos. La mayor parte de los cuerpos simples metálicos, combinándose con el oxígeno, forman muchos óxidos que se diferencian en las proporciones de oxígeno. Entonces se hace preceder la palabra óxido por las denominaciones *proto*, *deuto*, *trito*, *tetro*, derivados del griego, que significan *primero*, *segundo*, *tercero*, *cuarto*. Ejemplo: el plomo se une en tres proporciones diferentes con el oxígeno; al que contiene menos oxígeno, se le da el nombre de *protóxido de plomo*; al que viene despues y contiene mas, el nombre de *deutóxido* de plomo; y por último al tercero, es decir, al que está unido con mayor cantidad de oxígeno que los precedentes, el nombre de *tritóxido de plomo*. Comunmente se llama *peróxido* á aquel de los óxidos que contiene mas oxígeno; así, segun esta teoría, *tritóxido de plomo* y *peróxido de plomo* son sinónimos. El hierro forma tres combinaciones con el oxígeno, que se conocen con los nombres de *protóxido de hierro*, *deutóxido de hierro* y de *tritóxido* de *hierro* ó *peróxido* de *hierro*. Algunas veces se reemplazan estas denominaciones por los nombres óxido, sesquióxido, bióxido, cuando las cantidades de oxígeno contenido en estos compuestos están entre sí como 1, $1\frac{1}{2}$, 2. Los ejemplos que acabamos de exponer bastan para hacer comprender todo el artificio sobre que está fundada la nomenclatura moderna.

Nomenclatura de las sales. Los ácidos y los óxidos

Digitized by Google

se combinan tambien para formar una clase de cuerpos compuestos, conocidos hace mucho tiempo con el nombre de *sales*. Se designan estas combinaciones salinas por nombres que dan á conocer inmediatamente cuál es el ácido unido al óxido, y cuál es el estado de oxidacion en que se halla el metal. Ejemplo: para expresar la combinacion del ácido sulfúrico con el protóxido de hierro, se cambia en *ato* la terminacion en *ico* del ácido, y se dice *sulfato de protóxido de hierro*; y por abreviar *protosulfato de hierro*. Por la misma razon se dice *deutosulfato*, *tritosulfato* para denominar las combinaciones del *deutóxido y tritóxido de hierro con el ácido sulfúrico*.

Cuando los ácidos terminan en *oso*, se cambia la terminacion en *ito*, para denominar su combinacion con los óxidos. Así se dice *protosulfito de hierro*, *protohiposulfito de hierro* para designar las combinaciones del ácido sulfuroso y del ácido hiposulfuroso con el protóxido de hierro. Se sigue la misma regla para denominar todas las demás sales; así se llama *protoazoato de plomo* á la combinacion del ácido azóico con el protóxido de plomo; *protoazoato* y *deutoazoato de mercurio* á las combinaciones del protóxido y del deutóxido de mercurio con el ácido azóico.

Sales neutras. Los *oxácidos* y los óxidos (electropositivos) se unen en diferentes proporciones para formar sales, y producen combinaciones en que se encuentran mas ó menos neutralizadas las propiedades de los componentes. Se da el nombre de *sales neutras* á las que no manifiestan ninguno de los caracteres de los ácidos ni de los óxidos que están combinados. Estos compuestos ni enrojecen la tintura de girasol, ni enverdecen el jarabe de violetas.

Sales con exceso de óxido ó de ácido. Se llaman *sales ácidas ó sobresales*, *sales con exceso de óxido ó subsales*, las que participan mas ó menos de los caracteres propios ya á los óxidos, ya á los ácidos. Las sobresales enrojecen la tintura de girasol, mientras que las subsales la vuelven azul cuando ha sido

Digitized by Google

enrojecida, enverdecen el color del jarabe de violetas, ó el de la infusion de lombarda.

Estos caracteres que se pueden deducir de las reacciones ácidas ó básicas sobre la saturacion de las primeras por las segundas, no son tan absolutos como se creia en otro tiempo, y en la actualidad no se establece la neutralidad de una sal sino con relacion á las proporciones de ácidos ó de óxidos que están combinados. En efecto, se observa que muchas de las sales neutras tienen reacciones ácidas ó básicas cuando se las pone en contacto con los reactivos de *color* que hemos indicado. Estos efectos dependen de la mayor ó menor afinidad que puede tener el ácido con la base ó la materia colorante que se emplea como reactivo.

Nomenclatura de las sales segun las relaciones de las cantidades de los ácidos ó de los óxidos. La denominacion de las sales segun las proporciones de ácidos y de óxidos que contienen, está fundada en los mismos principios que la de los óxidos: así se dice *carbonato*, *sesquicarbonato y bicarbonato*; *sulfato*, *sesquisulfato y bisulfato*, para expresar que en estas sales las proporciones de ácidos con relacion á la misma proporcion de óxido, están entre sí como 1, $1\frac{1}{2}$ y 2. Del mismo modo se expresan las cantidades de las bases ú óxidos cambiando las palabras *sesqui*, *bi*, y haciéndolas preceder de la palabra básico; así se llama simplemente *carbonato de sosa* á la combinacion neutra del ácido carbónico con la sosa; á aquella en que una proporcion de ácido está saturada por una proporcion de base; *carbonato de sosa sesquibásico*, *carbonato de sosa bibásico* á aquellas en que las proporciones de la base ó de la sosa están entre sí en las dos en la relacion de $1\frac{1}{2}$ á 2.

Nomenclatura de los compuestos de los metaloideos entre sí y con los metales. Los nombres de las combinanes binarias que no están formadas por el oxígeno, se forman añadiendo á uno de los cuerpos combinados la terminacion *uro* para hacer un sustantivo ó un género del cual el otro viene á ser por consiguiente la especie. Para no denominarlos arbitrariamente

Digitized by Google

y conservar la regla establecida en la formacion de estos nombres, se sustántiva siempre el cuerpo electro-negativo, y se adjetiva el cuerpo electro-positivo: así se dice *sulfuro*, *fosfuro*, *iodúro*, *cloruro* &c., para expresar las combinaciones del azufre, del fósforo, del iodo, del cloro, con los otros cuerpos, es decir, con los que son electro-positivos con relacion á sí mismos. Cuando uno de estos cuerpos se une en mas de una proporcion, se hace preceder al nombre del compuesto las palabras *proto*, *deuto*, conformándose con lo que hemos dicho respecto á los óxidos. Ejemplo: el cloro se combina en dos proporciones con el mercurio; se da el nombre de *protocloruro* de mercurio al que contiene menos cloro, y de *deutocloruro* al que contiene mas. En estas combinaciones, como en la mayor parte de las otras de proporciones definidas, hay una relacion simple y multíplice entre las cantidades de uno de los elementos. En el ejemplo que acabamos de citar, el cloro del proto es al cloro del deutocloruro :: 1 : 2. Algunas veces tambien se designa con razon á este último por la palabra *bicloruro de mercurio*. Sucede lo mismo en todas las combinaciones que se efectuan en relaciones tan simples.

En algunos casos la combinacion es un cuerpo gaseoso, entonces se forma su nombre del de los componentes, teniendo cuidado de hacerle preceder de la palabra gas. Así se llama *gas hidrógeno carbonado*, *gas hidrógeno fosforado*, *gas hidrógeno arseniado*, á los fluidos elásticos que resultan de la combinacion del hidrógeno con el carbono, el fósforo y el arsénico. Cuando el compuesto gaseoso tiene las propiedades de los ácidos, se añade al nombre la terminacion en *ico*, que se modifica del modo siguiente: así se designa bajo el nombre de gas *sulfhídrico*, *iodhidrico*, *clorhídrico*, *selenhidrico* &c., á los compuestos ácidos de hidrógeno con el azufre, el iodo, el cloro y el selenio.

En Francia se añade tambien las palabras *proto*, *deuto*, á las diferentes combinaciones gaseosas del hidrógeno para distinguirlas entre sí. Ejemplo: el car-

Digitized by Google

bono y el fósforo se combinan en dos proporciones con el hidrógeno; se las designa con los nombres de *gas hidrógeno protocarbonado*, *deutocarbonado*, *gas hidrógeno protofosforado*, *deutofosforado*; pero en Alemania y en Suecia los químicos han adoptado otra denominacion para estas combinaciones gaseosas que asemejan á los otros compuestos binarios sólidos ó líquidos; así se conocen bajo el nombre de *carburo tetrahidrico* y *carburo dihidrico* á los dos compuestos gaseosos del carbono con el hidrógeno, y bajo el de *fosfuro trihidrico* y *bihidrico* á los dos últimos.

Nomenclatura de los compuestos formados por los metales entre sí. Se conoce con el nombre de aleacion la combinacion de los metales entre sí. Así se llama *aleacion de hierro y de estaño*, *aleacion de cobre y de zinc* á las combinaciones del hierro con el estaño, del cobre con el zinc; y si una aleacion estuviese compuesta de mayor número de metales, se designaria del mismo modo á todos los que entran en su composicion. Se da particularmente el nombre de *amalgama* á las combinaciones del mercurio con las otras sustancias metálicas; así cuando se quiere expresar la combinacion del mercurio con el potasio, el oro ó la plata, en lugar de decir *aleacion de mercurio y de potasio*, *aleacion de mercurio y de oro*, *aleacion de mercurio y plata*, se dice simplemente *amalgama de potasio*, *amalgama de oro*, *amalgama de plata*.

Denominacion de los principios orgánicos vegetales y animales. Respecto á los cuerpos compuestos que se extraen directamente de las sustancias orgánicas, ó que se forman artificialmente por las reacciones químicas que pasan entre sí, se ha seguido otra marcha para denominarlos. En general se los designa por nombres que recuerdan ó su orígen, ó algunas de sus propiedades mas notables. La mayor parte de los ácidos orgánicos tienen un nombre que indica la sustancia vegetal en que se hallan mas particularmente, ó que ha servido para obtenerlos. Así se da el nombre

Digitized by Google

de ácidos *málico*, *cítrico*, *oxálico*, *tártrico* &c., á los ácidos que existen en las manzanas, el limon, la acedera, el tártaro, de donde se los extrajo primero.

A los ácidos que se forman por cierta reaccion, se los designa por un nombre derivado de la sustancia que les ha dado orígen. Así se da el nombre de *ácido canfórico*, *ácido subérico*, *ácido múcico*, á los ácidos particulares que se obtienen tratando por ciertos ácidos el alcanfor, el corcho, el moco &c.

Cada principio inmediato de las sustancias vegetales y animales se distingue por un nombre particular mas ó menos significativo, como lo daremos á conocer en la segunda parte de esta obra, en que trataremos de las propiedades de los principios sacados de los cuerpos orgánicos.

CAPITULO II.

DE LAS PROPORCIONES EN QUE SE COMBINAN LOS CUERPOS, DE LOS NÚMEROS PROPORCIONALES Ó EQUIVALENTES QUIMICOS, Y DE LA TEORIA ATOMÍSTICA.

Relaciones simples en la combinacion de los cuerpos gaseosos. En las nociones preliminares que hemos presentado sobre las combinaciones de los cuerpos en general, hemos hecho notar que su union se verificaba siempre en relaciones simples. Esta observacion es mas notable en la combinacion de los cuerpos que se presentan en estado gaseoso á la temperatura ordinaria, porque se mide fácilmente el volúmen respectivo de los componentes antes y despues de su combinacion; y entonces es permitido deducir de estos hechos reglas generales. A Gay-Lussac se debe las primeras observaciones exactas que han demostrado que los gases, al unirse entre sí, se combinan, ya con

volúmenes iguales, ya en la relacion de 1 volúmen del uno con 2, $2\frac{1}{2}$, 3 volúmenes del otro, ó en esta relacion 2 á 3, 4, 5, 6, 7 volúmenes, pero nunca mas allá. En la union de los cuerpos entre sí se observa que tomando por unidad la cantidad de uno de los cuerpos, la del segundo, en una misma série de combinaciones, crece tambien en peso en una relacion tan simple como la que se ha demostrado para los cuerpos en estado de gas.

Proporciones multíplices. Estas primeras observaciones sobre la combinacion química, son las que hacen admitir que los cuerpos no se combinan en todas proporciones, sino en ciertos límites, pasados los cuales ya no hay combinacion. Esta ley muy notable ha recibido el nombre de ley *de las proporciones multíplices*; se apoya sobre este principio fundamental reconocido por la experiencia, que si dos cuerpos se combinan en muchas proporciones, tomando la cantidad de uno de ellos por cantidad fija, la del otro crecerá siguiendo una relacion simple en la série de las combinaciones que estos dos cuerpos pueden formar.

Si tomamos por ejemplo los cinco compuestos que el gas azoe forma con el gas oxígeno, reconoceremos que representando por la unidad el volúmen del primero, el oxígeno se combina con él en las relaciones siguientes, $\frac{1}{2}$, 1, $1\frac{1}{2}$, 2, $2\frac{1}{2}$ volúmenes.

Haremos igualmente la misma observacion sobre los pesos de los cuerpos sólidos y gaseosos que entran en combinacion; el azufre nos presentará un ejemplo: un peso de azufre representado por 1 se une con $\frac{1}{2}$, 1, $1\frac{1}{4}$, $1\frac{1}{2}$ de oxígeno en peso para formar los oxácidos hiposulfuroso, sulfuroso, hiposulfúrico y sulfúrico.

La experiencia ha enseñado además que cuando dos cuerpos se combinan separadamente con un tercero, existe la misma relacion entre los primeros si llegan á unirse á un cuarto cuerpo.

Así, si suponemos dos cuerpos *A* y *B* que pueden unirse con *C*, admitimos que 150 partes de *A* se

Digitized by Google

nen con 100 partes de C, y 200 partes de B con 100 partes de C, la relacion entre A y B en estos dos compuestos será : : 150 : 200, ó en esta relacion mas simple : : 3 : 4.

Si ahora combinamos A y B con un nuevo cuerpo D, hallaremos, por ejemplo, que 100 partes de D se unirán con 30 de A y con 40 de B para formar los compuestos $A + D$ y $B + D$. Luego en este nuevo compuesto A y B están entre sí precisamente en la misma relacion que en la primera combinacion con C.

Su relacion era en el primer caso : : 150 : 200, ó : : 3 : 4; en el segundo es : : 30 : 40, ó aun : : 3 : 4; de donde se ve que si se quisiese combinar una cantidad cualquiera de E con B ó con A, se puede conocer la cantidad A por la cantidad B, y á la inversa la de B por la de A. Ejemplo: si 100 E saturan 75 de A, deben saturar un tercio mas de B, es decir 100; como lo indica la proporcion 75 : 100 : : 3 : 4.

Se hallaria lo mismo si 100 E saturasen 100 de B; la cantidad de A que saturarán, serán los $\frac{3}{4}$ de 100, ó 75.

De aquí resulta que conociendo la cantidad de un cuerpo que se combina con otro, se puede deducir la de un tercero, que formaria una combinacion con el mismo cuerpo.

Teoría de los números proporcionales ó equivalentes químicos. Sobre este principio de saturacion recíproca de los cuerpos se ha establecido la ley de los números proporcionales. Esta ley tiene de notable que los números que expresan las cantidades de los cuerpos que pueden unirse á uno de ellos, tomado por unidad, representan exactamente las proporciones simples ó multíplices que entran en todas las combinaciones definidas, y que pueden desalojarse recíprocamente. Se le ha dado tambien el nombre de *equivalentes químicos*, porque cada uno de estos números es el equivalente de los otros; es decir que un peso de un cuerpo, representado por su equivalente, podrá unirse con el

Digitized by Google

peso de otro cuerpo representado tambien por su equivalente, ó ser desalojado de esta combinacion por una cantidad de otro cuerpo que estará con el primero en la relacion de su equivalente.

Recordemos aquí el ejemplo que hemos dado anteriormente, y representemos por 100 el equivalente de *E*; el equivalente de *A* será 75, y 100 el de *B*, puesto que estas son las cantidades de *A* y *B* que pueden saturar recíprocamente 100 de *E*. Ahora si queremos desalojar á *A* de su combinacion *E* + *A*, le ponemos en contacto con una cantidad de *B* que será á la cantidad *A* en el compuesto *E* + *A*, como el equivalente *B* es al equivalente *A*. Así, suponiendo *E* + *A* formado de 100 *E* + 75 *A*, se necesitarán 100 *B* para desalojar los 75 *A* de su combinacion con 100 partes de *E*; del mismo modo, si se quisiese aislar *B* de un compuesto formado de 100 *E* y de 100 *B*, sería necesario añadir 75 partes de *A*.

De este modo se ha calculado el número proporcional ó el equivalente de todos los cuerpos simples, tomando por base la cantidad de estos cuerpos en peso que se combina con la unidad de oxígeno representada por 100 y forma la primera combinacion. El equivalente de los cuerpos compuestos resulta de la suma de los equivalentes de cada uno de los cuerpos y en la relacion en que entran en la combinacion.

Así la experiencia ha enseñado que el agua estaba formada en peso de 100 de oxígeno y de 12,46 de hidrógeno; por consiguiente este último número es el equivalente del hidrógeno.

El carbono forma dos cuerpos compuestos gaseosos con el oxígeno. El primero, el que contiene menos oxígeno (óxido de carbono) está formado en peso, segun Berzelius, de 100 de oxígeno y de 75,33 de carbono; por consiguiente este último número es el equivalente del carbono. El azoe produce cinco compuestos con el oxígeno. El protóxido de azoe presenta tal composicion, que 100 de oxígeno exigen 177,92 de azoe para

Digitized by Google

formar el protóxido. Por consiguiente este último número es el equivalente del azoe. De este modo, calculando segun el primer grado de oxidacion de los cuerpos, la cantidad que se uniria con 100 de oxígeno, se ha determinado todos los números proporcionales ó equivalentes de los demás cuerpos simples.

En ciertos casos se ha establecido el número proporcional de un cuerpo simple, segun la cantidad de este cuerpo que se halla en una cantidad de oxácido capaz de saturar una cantidad de óxido que contenga exactamente 100 partes de oxígeno.

La tabla siguiente presenta todos estos números calculados de los diferentes modos que acabamos de exponer.

Digitized by Google

Tabla de los equivalentes de los cuerpos simples no metálicos y metálicos.

Metaloideos.	Oxígeno. . .	100,00
	Hidrógeno.	12,46
	Carbono. . .	75,33
	Fósforo. . . .	196,15
	Azufre. . .	201,16
	Selenio. . . .	494,58
	Boro.	271,96
	Azoe.	177,02
	Cloro.	442,64
	Bromo. . . .	932,80
	Iodo.	1566,70
	Fluor.	116,90
	Silicio. . . .	277,47
	Arsénico. . .	470,12
Metales.	Aluminio. .	114,14
	Itrio.	402,57
	Tório	844,9
	Circonio. . .	280,02
	Magnesio. .	158,36
	Glucinio. . .	220,85
	Bário.	856,88
	Estroncio. .	547,28
	Calcio.	256,01
	Litio.	127,75
	Potasio. . . .	487,92
	Sódio. . . .	290,89

Metales.	Hierro. . . .	339,21
	Manganeso.	335,78
	Zinc.	403,23
	Cadmio. . . .	696,76
	Estaño. . .	735,29
	Tungsteno.	1183,20
	Molibdeno.	598,52
	Cromo. . . .	351,82
	Vanadio. . .	651,597
	Titano. . . .	389,10
	Urano. . . .	2711,36
	Cobre.	791,39
	Teluro. . . .	403,23
	Antimonio.	1612,90
	Bismuto. . .	886,90
	Niquel. . . .	369,67
	Cobalto. . . .	369,00
	Plomo.	1294,50
	Mercurio. .	2531,60
	Colombio. .	2307,40
	Cerio.	574,72
	Plata.	1350,60
	Oro.	2486,02
	Platino. . . .	1215,22
	Osmio. . . .	1244,41
	Paladio. . .	714,62
	Iridio.	1233,49
	Rodio.	1501,30

Por medio de esta tabla se halla fácilmente el equivalente de los compuestos que pueden formar

Digitized by Google

estos diferentes cuerpos. Ejemplo: el agua, que es un verdadero protóxido de hidrógeno, tendrá por equivalente el número equivalente del oxígeno mas el del hidrógeno, es decir 100 + 12,42 = 112,46. Este último número es evidentemente el del equivalente del agua.

El óxido de carbono será representado por 100 + 75,33 = 175,33. Como el ácido carbónico contiene dos veces tanto oxígeno como el óxido de carbono, su equivalente será el equivalente del oxígeno multiplicado por 2 (100 × 2 = 200) mas el equivalente del carbono, = 75,33, es decir 275,33.

El azoe forma cinco compuestos con el oxígeno. El protóxido de azoe será la suma de los dos números consignados en la tabla precedente, es decir 100 + 177,02 = 277,02. El equivalente de los demás compuestos será el del azoe mas el equivalente del oxígeno multiplicado por la relacion que existe entre el oxígeno del protóxido y el de los otros. Así el deutóxido tendrá por equivalente 177,02 + 100 × 2 puesto que hay dos veces tanto oxígeno en el deutóxido como en el protóxido, y esta progresion crecerá hasta 5 para el ácido azóico, porque este contiene cinco veces mas oxígeno.

De este modo se puede formar el equivalente de estos diferentes compuestos:

Protóxido de azoe,	azoe 177,02	+ oxígeno	100
Deutóxido de azoe,	azoe 177,02	+ oxígeno	100 × 2
Acido azooso.	177,02	+ oxígeno	100 × 3
Acido hipoazóico. . . .	177,02	+ oxígeno	100 × 4
Acido azóico.	177,02	+ oxígeno	100 × 5

Los números referidos en la tabla precedente, sus multíplices y sus sub-multíplices expresan no solamente los que representan todas las combinaciones del óxigeno con los otros cuerpos, sino tambien los diferentes compuestos que estos forman entre sí.

Esto es fácil de comprobar segun las análisis exactas que se han dado de un gran número de cuerpos com-

Digitized by Google

puestos. Ejemplo: el sulfuro de carbono está compuesto de 84,2 de azufre y 15,8 de carbono. En este compuesto, estos dos cuerpos están entre sí como el equivalente del azufre, 201, es á la mitad del equivalente del carbono, 37,7. Las combinaciones gaseosas del carbono con el hidrógeno nos presentan tambien una prueba de esto: el hidrógeno protocarbonado está formado en peso de 75,1 de carbono y 24,9 de hidrógeno, números que corresponden con bastante exactitud al equivalente del hidrógeno = 12,46, y á la mitad del equivalente del carbono, = 37,70.

El hidrógeno deutocarbonado, que contiene doble cantidad de carbono, estará representado por el equivalente del hidrógeno = 12,46, mas el equivalente del carbono, = 75,33. En efecto, esto es lo que prueba la análisis elemental que se ha hecho del hidrógeno deutocarbonado. Este gas contiene en 100 partes 85,8 de carbono y 14,2 de hidrógeno; luego estos dos números están entre sí como el equivalente del carbono es al del hidrógeno, como se puede ver á continuacion:

$$85{,}8 : 14{,}2 :: 75{,}33 : 12{,}46.$$

Podriamos ocuparnos mas de estas comparaciones, pero creemos haber dicho lo bastante para dar á conocer toda la importancia de estas observaciones, de tan grande utilidad en la práctica de la química, y que es indispensable conocer en la explicacion precisa de la mayor parte de las reacciones químicas. Nos ocuparemos de otros pormenores al tratar de las sales, que son tambien compuestos de proporciones fijas y definidas de ácidos y de óxidos metálicos.

Además, segun las observaciones que hemos hecho anteriormente, se puede concebir que es posible predecir segun la análisis de un compuesto binario, del que se conozca el equivalente de uno de los cuerpos, el del otro cuerpo, y por consiguiente las relaciones en que aquel podria unirse con los otros cuerpos, puesto

Digitized by Google

que hemos demostrado *à priori* bajo qué leyes se efectuaban estas combinaciones.

TEORIA ATOMISTICA.

Teoría atomística. La teoría de los números proporcionales ó de los equivalentes químicos ha sido el primer paso hácia otra teoría en que se ha considerado á los cuerpos unidos átomo á átomo, ó con muchos átomos de otro para formar las diferentes combinaciones. A causa de esto se ha conocido á esta teoría con el nombre de *teoría atomística.*

Estando los cuerpos formados por elementos indescomponibles, deben estarlo por partículas cuyo grandor no permite ya dividirse mas; estas son las últimas moléculas de la materia ó estas partículas elementales que los antiguos filósofos han designado con el nombre de *átomo* (de α privativo, y τομγ seccion): su grandor se oculta á nuestros sentidos así como su verdadera forma; sin embargo se las puede considerar de forma esférica, porque es la que la materia afecta cuando no está sometida á la influencia de fuerzas extrañas. No se sabe si los átomos de los cuerpos simples tienen todos el mismo grandor; en cuanto á los átomos de los cuerpos compuestos, su grandor, por el contrario, debe variar en razon del número de átomos simples de que están compuestos; en efecto, un átomo compuesto de $A + 2B$ ocupará mayor espacio que otro de $A + B$; por otro lado, la forma será enteramente dependiente del número y de la posicion recíproca de los átomos simples.

Aunque sea imposible aislar los átomos de los cuerpos que se supone forman por su reunion las moléculas aun las mas ténues de estos cuerpos, se ha creido que no se verificaba la combinacion química sino entre aquellas. Pudiendo combinarse pesos diferentes de la mayor parte de los cuerpos simples, con una cantidad constante del mismo cuerpo, no de un modo continuo, sino por un salto brusco, se ha con-

Digitized by Google

cluido que las combinaciones químicas se verificaban esencialmente entre los átomos, y como además estos pesos tienen una relacion simple entre sí, se ha admitido que las moléculas de tal ó cual combinacion contenian números enteros de átomos.

Tales son las consideraciones que han dado orígen á la teoría de los átomos, y al modo de formular la composicion de los cuerpos que se estudian en química.

La hipótesis segun la cual se ha establecido la teoría atomística recibe sobre todo una verdadera sancion cuando se considera que los gases se combinan unos con otros en relaciones simples como hemos visto en el primer capítulo de esta obra. Además la experiencia prueba que todos los gases sometidos á la accion del calórico ó á la de una presion igual, se dilatan del mismo modo y se contraen la misma cantidad; esta identidad en estas propiedades físicas no autoriza á admitir que á volúmenes iguales los gases contienen un mismo número de átomos iguales en masa, en extension é igualmente distantes unos de otros. Así un cuerpo gaseoso A combinándose con su volúmen de gas B, el compuesto $A+B$ estará formado por un átomo de A y un átomo de B: si A se combina con dos volúmenes de B, el compuesto se formará de un átomo de A y dos átomos de B, &c.

Segun esta última hipótesis se puede tener, si no el peso absoluto de los átomos, á lo menos la relacion de sus pesos respectivos pesando todos los cuerpos gaseosos simples bajo el mismo volúmen, á la misma temperatura y bajo la misma presion. En efecto, si un volúmen de gas A, que se supone contener 100 átomos, pesa 10 gramos (200 granos), un átomo del mismo gas pesará 10 centígramos (2 granos); y si un volúmen de gas B que se supone tambien contener 100 átomos, pesa 1 gramo (20 granos), un átomo de gas B pesará 1 centígramo ($\frac{1}{5}$ de grano). Luego siendo la misma la relacion de 10 gramos (200 granos) á 1 gramo (20 granos) que la de 10 centígramos (2 granos) á

1 centígramo ($\frac{1}{5}$ de grano), se concluiria que el átomo del cuerpo *A* pesa diez veces mas que el del cuerpo *B*.

Modo de determinar el peso atomístico de los cuerpos simples. Uno de los métodos mas sencillos para determinar el peso relativo de los átomos consiste en comparar las densidades de los cuerpos simples gaseósos con uno de ellos que se toma por unidad y al cual se hacen todos proporcionales, procediendo del mismo modo que cuando se compara la densidad de un cuerpo con la del agua tomada por unidad. Algunos químicos han adoptado el peso del *hidrógeno* por unidad, y otros el del *oxígeno*; pero la mayor parte, segun la opinion de Berzelius, han adoptado por unidad el peso del átomo de oxígeno que han representado por 100, y con el cual se compara el peso de todos los demás átomos de los cuerpos elementales. Esta preferencia dada al oxígeno está fundada en el mayor número de combinaciónes que forma con todos los cuerpos y en la facilidad que se tiene de representarlas por el cálculo añadiendo al átomo del radical 100, 200 ó 300, segun que se combina con 1, 2 ó 3 átomos de oxígeno.

Determinacion del peso atomístico de los cuerpos simples gaseosos. Segun lo que hemos dicho es fácil hallar el peso del átomo de cada uno de los gases simples comparado con el del oxígeno tomado por unidad, dividiendo su densidad respectiva por la del oxígeno, puesto que el número que expresa su densidad es el peso de estos cuerpos bajo el mismo volúmen.

Supuesto el peso del átomo del oxígeno igual á 100, se halla por una simple regla de tres, el peso del átomo de cada uno de los compuestos simples gaseosos. Estableciendo esta proporcion para el hidrógeno se tiene:

$$100 : x :: 1{,}1026 : 0{,}0688.$$

100 es el peso supuesto del átomo de oxígeno; x el

Digitized by Google

peso desconocido del átomo de hidrógeno; 1,1026 es la densidad del oxígeno, y 0,0688 es la densidad del hidrógeno.

Multiplicando 0,0688 por 100, y dividiendo por 1,1026, se obtiene 6,239 para el átomo de hidrógeno.

Estando el agua formada por un volúmen de oxígeno y dos volúmenes de hidrógeno, su composicion resultará de un átomo de oxígeno 100 y de dos átomos de hidrógeno, es decir, 6,239 × 2 = 12,478. Se ha determinado el átomo de los demás cuerpos gaseosos del mismo modo que el del hidrógeno.

Determinacion del peso atomístico de los cuerpos sólidos. En cuanto al átomo de los cuerpos sólidos que no pueden ser reducidos á vapores, se le ha deducido ya de los compuestos gaseosos en que entran, ya de las combinaciones que forman con el oxígeno. Así se ha calculado el átomo del carbono por la composicion en volúmen ó del gas óxido de carbono ó del gas ácido carbónico; los del azufre y del fósforo de la composicion del gas sulfhídrico y del gas hidrógeno protofosforado. Se ha calculado el átomo de los demás cuerpos simples que forman compuestos fijos segun las análisis mas exactas de su combinacion con el oxígeno. (*Véase* la teoría de las proporciones químicas por Berzelius).

Ponemos á continuacion un extracto de la tabla, dada por este célebre químico en su *tratado de química*, sobre el peso de los átomos de los cuerpos simples mas conocidos, determinado segun las análisis mas recientes.

Digitized by Google

METALOIDEOS.

Oxígeno.	0,060	Azufre.	201,165
Hidrógeno.	6,239	Selenio.	494,582
Carbono *.	76,438	Fósforo.	196,143
Cloro.	221,326	Azoe.	88,518
Iodo.	789,781	Fluor.	116,900
Bromo.	489,153	Silicio.	277,312
Boro.	136,204	Arsénico.	470,042

* MM. Dumas y Stas han fijado, segun nuevos experimentos, el peso atomístico del carbono á 75,005 (*Academia de las Ciencias*, 21 de Diciembre de 1840).

Digitized by Google

METALES.

Aluminio. . .	171,166	Tántalo. . . .	1153,715
Glucinio. . . .	331,261	Titano.	303,660
Itrio.	401,514	Mercurio. . . .	1265,822
Circonio. . . .	420,201	Cobre.	395,695
Torio.	844,9	Bismuto. . . .	1330,377
Magnesio. . .	158,352	Niquel.	369,675
Calcio.	256,019	Cobalto. . . .	368,991
Bário.	856,880	Cromo.	351,815
Estroncio. . .	547,285	Vanadio. . . .	651,597
Litio.	80,375	Tungsteno. . .	1183,000
Sódio.	290,897	Molibdeno. .	598,520
Potasio.	489,916	Cerio.	574,590
Manganeso. .	345,887	Uranio.	750,000
Zinc.	403,226	Plata.	1351,607
Cadmio. . . .	696,767	Oro.	1243,013
Hierro.	339,205	Platino.	1233,499
Estaño.	735,294	Paladio.	665,899
Antimonio. .	806,452	Rodio.	651,380
Plomo.	1294,498	Iridio.	1233,490
Osmio.	1244,410		

Determinacion del peso atomístico de los cuerpos compuestos. El peso de los átomos compuestos se deduce fácilmente de la suma de los átomos simples tomados tantas veces cuantas entran en la combinacion. Así el átomo del agua pesa = 112,478; resulta de la suma de un átomo de oxígeno = 100, y de dos átomos de hidrógeno = 12,478.

El átomo del ácido hiposulfuroso es de 301,165, puesto que consiste en un átomo de azufre = 201,165 unido con un átomo de oxígeno = 100,000.

El del ácido sulfúrico pesa 501,165, porque este número está formado del peso del átomo del azu-

Digitized by Google

fre = 201,165; mas el de tres átomos de oxígeno = 300,000.

Así se han establecido los números que representan los átomos compuestos. Del mismo modo que los átomos simples gozan de la propiedad de combinarse entre sí en ciertas relaciones para producir otras combinaciones sometidas á las mismas leyes, como mas circunstanciadamente veremos por lo que sigue.

La union de los átomos compuestos con otros átomos compuestos constituye átomos de una composicion mas complicada, que es esencial distinguir. Berzelius los divide en átomos del primero, del segundo, del tercero, del cuarto orden, &c.

Los átomos del primer órden están compuestos de átomos simples elementales; son de dos especies: *inorgánicos* y *orgánicos*. Los primeros jamás contienen mas que dos elementos. Ejemplo: el protóxido de hierro, el ácido sulfúrico. Los segundos contienen cuando menos tres. Ejemplo: el azúcar, el almidon, que están compuestos de oxígeno, de carbono, y de hidrógeno en proporciones diferentes.

Los átomos compuestos del segundo órden nacen de los átomos compuestos inorgánicos del primero. Ejemplo: el protosulfato de hierro.

Los átomos del tercer órden resultan de la combinacion de dos átomos compuestos del mismo género y de especie diferente. Ejemplo: el sulfato doble de alúmina y potasa, ó alumbre seco. Por último el alumbre cristalizado que contiene muchos átomos de agua combinados con el sulfato, presenta un ejemplo de átomos compuestos del cuarto órden.

Hidratos. El agua ó protóxido de hidrógeno se combina en proporciones definidas con la mayor parte de los cuerpos, como lo hacen ellos mismos. Estas combinaciones particulares tienen el nombre de *hidratos*. Resultan comunmente de la union de uno ó muchos átomos de agua con uno ó muchos átomos de otro cuerpo, y constituyen átomos compuestos de segundo orden.

Digitized by Google

Ácidos hidratados. Los ácidos minerales, líquidos y cristalizados, nos presentan numerosos ejemplos de ellos. El ácido sulfúrico líquido preparado por la combustion del azufre en cámaras de plomo y reducido al mayor grado de concentracion, contiene siempre en 100 partes 18,3 de agua. Luego esta proporcion de agua es á la del ácido sulfúrico con que está combinado, como un átomo de agua es á un átomo de ácido; lo cual se puede probar estableciendo esta proporcion:

$$81,7 : 18,3 :: 501,16 : 112,25.$$

El último término, 112,25, se aproxima mucho á 112,46, peso de un átomo de agua; por consiguiente el peso atomístico del ácido sulfúrico líquido es la suma del átomo del ácido y del átomo de agua, es decir $501,16 + 112,46 = 613,62$.

El ácido azóico concentrado y el ácido bórico cristalizado contienen tambien proporciones definidas de agua. Siempre se las puede valuar multiplicando la cantidad de agua contenida en el compuesto por el peso del átomo del ácido seco, y dividiendo el producto por el peso del ácido que estaba combinado con el agua. De este modo se obtiene en el cociente un número igual, multíplice ó submultíplice del átomo de agua.

Oxidos hidratados. Los óxidos metálicos gozan sobre todo de la propiedad de formar con el agua hidratos cuyas proporciones son definidas, algunos de los cuales son indescomponibles á un calor rojo. Puede hallarse la relacion atomística del óxido con el agua del mismo modo que la de los ácidos.

Este metodo tiene la ventaja de representar la composicion de los cuerpos, y no solamente permite retener mejor en la memoria estos nombres, ó á lo menos la relacion simple de los átomos unidos en los diferentes compuestos que un cuerpo puede formar, sino que por el conocimiento de un cuerpo binario se

Digitized by Google

puede deducir la análisis de los otros compuestos que es capaz de formar. Una ventaja no menos importante para las investigaciones experimentales es la de someter los resultados obtenidos á este género de cálculos, para comprobarlos y determinar en qué relacion atomística están combinados los elementos constitutivos.

Uniéndose generalmente todos los cuerpos en proporciones definidas, se puede decir con anticipacion en qué relacion un cuerpo podrá unirse con otros para formar muchas series de combinaciones, y por último llegar á determinar en su compuesto la relacion de los elementos por su combinacion con otro.

De los signos y fórmulas usados en química para representar los diferentes cuerpos simples y las series de las combinaciones que forman entre sí.

El método de representar por signos y fórmulas la composicion de los cuerpos, ya bajo el aspecto de sus elementos como bajo el del número de sus átomos, facilita singularmente la exposicion de las diferentes series de combinacion de los cuerpos, y ayuda á la memoria permitiendo que retenga mejor los hechos. Por este método, generalmente seguido en la actualidad y que primero ha sido puesto en práctica por Berzelius, se ha dado á cada cuerpo simple un signo particular que representa al mismo tiempo el peso relativo de su átomo. Se han formado estos signos de las primeras letras iniciales de los nombres latinos de los cuerpos. Primer ejemplo: *S* significa azufre, *Se* selenio, *Si* silicio; segundo ejemplo; *C* significa carbono, *Ch* cloro, *Cu* cobre.

Cuando muchos nombres de los cuerpos simples empiezan por la misma letra, se pone para evitar confusion la segunda inicial detrás de la primera, como la presentan los signos citados mas arriba, ó la primera inicial de la segunda sílaba, como en las palabras *Pt*, que significa platino, *Ag* plata, *Pb* plomo, de las palabras latinas *argentum*, *plumbum*, &c. &c.

Tabla de los signos que representan los cuerpos simples no metálicos y metálicos.

Nombres.	Signos.	Nombres.	Signos.
Oxígeno.	*O*	Manganeso. . . .	*M*
Hidrógeno.	*H*	Zinc.	*Zn*
Carbono.	*C*	Cadmio.	*Cd*
Fósforo.	*P*	Estaño.	*Sn*
Azufre.	*S*	Tungsteno. . . .	*W* ó *Tg*
Selenio.	*Se*	Molibdeno.	*Mo*
Boro.	*B*	Cromo.	*Cr*
Azoe.	*Az*	Vanadio.	*V*
Cloro.	*Ch*	Titano.	*Ti*
Bromo	*Br*	Uranio.	*U*
Iodo.	*I*	Cobre.	*Cu*
Silicio.	*Si*	Teluro.	*Te*
Arsénico.	*As*	Antimonio. . . .	*Sb*
		Bismuto.	*Bi*
Aluminio.	*Al*	Niquel.	*Ni*
Torio.	*Th*	Cobalto.	*Co*
Itrio.	*Y*	Plomo.	*Pb*
Circonio.	*Zr*	Mercurio.	*Hg*
Magnesio.	*Mg*	Colombio.	*Ta* ó *Cl*
Glucinio.	*G*	Cerio.	*Ce*
Bario.	*Ba*	Plata.	*Ag*
Estroncio.	*Sr*	Oro.	*Au*
Calcio.	*Ca*	Platino.	*Pt*
Litio.	*L*	Osmio.	*Os*
Potasio.	*K*	Paladio.	*Pd*
Sódio.	*Na*	Iridio.	*Ir*
Hierro.	*F*	Rodio.	*R*

Los signos que representan el sódio y el potasio, se derivan de los nombres *natrium* y *kalium*, por los

Digitized by Google

cuales se designaba en otro tiempo á la sosa y á la potasa; los de tungsteno y colombio de las palabras *wolfram* y *tántalo*, que se dan el primero al mineral que contiene tungsteno, y el segundo es el nombre antiguo que primero habia servido para distinguir este metal particular.

Para representar el número de los átomos se coloca una cifra delante del signo; así O indica un átomo de oxígeno, $2O$, $3O$ dos y tres átomos de oxígeno; una cifra pequeña colocada á la derecha del signo en la parte superior, como un exponente algebráico, multiplica solamente los pesos atomísticos colocados á la izquierda. Ejemplo: CO^2 representa un átomo de ácido carbónico formado por un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno, y $2CO^2$ significa dos átomos del mismo ácido. Para abreviar la fórmula se indica el número de los átomos de oxígeno que hay en un compuesto por puntos colocados encima del signo de los radicales. Así en lugar de CO^2, que representa la composicion del ácido carbónico, se escribe $\dot{C}$; $2\dot{C}$ significan dos átomos de ácido carbónico; por consiguiente se ve que cada punto colocado encima de la letra simbólica representa un átomo de oxígeno en el compuesto. Para hacer comprender esto bastará otro ejemplo: los ácidos sulfúrico y sulfuroso están formados, el primero de un átomo de azufre y 3 átomos de oxígeno, su fórmula es (S); el segundo contiene un átomo de azufre y dos átomos de oxígeno, el signo que le representa es (S).

En ciertos casos en que entran en el compuesto dos átomos del radical, se tiene un signo particular para expresar los átomos dobles. Este signo consiste en una línea recta (—) que se coloca en el tercio inferior de la letra. Ejemplo: la letra Br significa un átomo de bromo, y la letra $\underline{Br}$ dos átomos de bromo. H representa un átomo de hidrógeno y $\underline{H}$ dos átomos

del mismo cuerpo: se presentará fácilmente la composicion del agua por $\dot{H}$, puesto que este fluido resulta de la combinacion de dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.

Es un poco mas complicada la fórmula para los átomos compuestos del segundo órden; en general, como estas combinaciones resultan de la union de los átomos compuestos del primer órden, se representa cada átomo compuesto uniendo á aquel con que está combinado. Así para representar una sal, por ejemplo el protosulfato de potasa, sal que está compuesta de un átomo de protóxido y un átomo de ácido sulfúrico, que contiene el primero un átomo de potasio y un átomo de oxígeno, y el segundo un átomo de azufre por tres de oxígeno, se escribe la base al lado del ácido poniendo una vírgula entre los dos signos compuestos; así SO^3, KO = sulfato de potasa neutro ó por abreviatura $(\dot{S}\,\dot{K})$; el bisulfato de potasa tiene por fórmula $KO, 2SO^3$, ó $\dot{K}2\dot{S}$; se designará el deutosulfato de cobre anhidro por SO^3, CuO, y el que está cristalizado, el cual contiene 5 átomos de agua, se representará por la fórmula siguiente: $SO^3, CuO + 5H^2O$, ó por abreviatura $\dot{S}\dot{C}u + 5\dot{H}$. Se representará por $Al^2O^3, 3SO^3; KO, SO^3 + 24HO$, ó por abreviatura $\dot{A}l\dot{S}^3; \dot{K}\dot{S} + 24\dot{H}$ al alumbre cristalizado, que es una sal doble formada por un átomo de sulfato de alúmina, un átomo de sulfato de potasa y 24 átomos de agua.

Estas fórmulas, que son la expresion simple y verdadera de la composicion de los cuerpos, presentan muchas ventajas en el estudio de la química; pues son tan fáciles de retener como de comprender cuando se está un poco familiarizado con su significacion.

Del mismo modo que á los compuestos inorgá-

Digitized by Google

nicos se representa á los compuestos orgánicos binarios, ternarios ó cuaternarios por letras y cifras que indican el número y la naturaleza de los átomos que entran en el compuesto. Solo que como entre los principios inmediatos hay unos compuestos que son electronegativos ó ácidos, y otros electro-positivos ó que hacen funciones de bases, y otros en fin que son indiferentes ó neutros, se distingue á los primeros por el signo — que se coloca encima de la primera letra inicial del nombre del ácido, indicando despues en qué relacion atomística se hallan combinados los elementos.

Ejemplo: el ácido acético está representado por $\bar{A} = C^4H^4O^3$, el ácido cítrico por $\bar{C} = C^6H^4O^4$, las combinaciones de estos ácidos con la potasa por $K\bar{A}$ el acetato de potasa y $K\bar{C}$ el citrato de la misma base. Las bases salificables orgánicas pueden distinguirse de los demás principios inmediatos neutros ó indiferentes, colocando el signo + encima de la primera letra inicial de su nombre, y exponiendo despues la relacion de sus elementos. Respecto á los demás compuestos orgánicos, se limita á escribir con los signos y las cifras al lado del nombre del principio inmediato en cualquiera relacion en que se encuentren combinados los átomos: así la esencia de trementina tiene por fórmula $C^{40}H^{32}$; el azúcar $= C^{12}H^{21}O^{10}$; el alcohol $= C^2H^6O^2$.

CAPITULO III.

La historia de los cuerpos inorgánicos, que comprende el estudio de los cuerpos simples y de las combinaciones que pueden formar entre sí, debe naturalmente

Digitized by Google

preceder á la exposicion de las sustancias sacadas del reino orgánico. Estas últimas á la verdad, aunque muy diferentes de las primeras bajo un gran número de aspectos, no son sin embargo mas que una asociacion de los mismos elementos que se encuentran abundantemente en el reino mineral, á cuya asociacion la naturaleza tan poderosa ha dado con nuevas y diversas formas, propiedades que dependen menos de la composicion de los cuerpos que de los fines para los cuales han sido creados. Al cumplimiento de ciertos fenómenos, determinados por el conjunto de estas propiedades particulares, se debe atribuir el egercicio de las funciones que caracterizan esencialmente la vida de los cuerpos organizados.

Dividiremos el estudio de todos los cuerpos como han sido clasificados por los naturalistas, es decir en tres reinos. En la primera parte de esta obra trataremos de los cuerpos simples, elementales, y de los cuerpos compuestos que hacen parte del reino mineral; y en la segunda expondremos las propiedades y la composicion de los diferentes principios que por su union forman los animales y los vegetales.

Antes de empezar el estudio de cada uno de los cuerpos simples contenidos en las dos secciones que hemos referido antes, creemos que importa examinar primero dos cuerpos que son muy comunes en la naturaleza, y aunque realmente sean compuestos, debe conocerse sus propiedades y su composicion para explicar una infinidad de fenómenos: estos dos cuerpos de que nos ocuparemos primero son el *aire* y el *agua*. Es indispensable el conocimiento de su composicion desde los primeros pasos que se dan en el estudio de la química; pues sirve en cierto modo de base á la teoría de un gran número de reacciones.

DEL AIRE ATMOSFERICO.

Atmósfera de la tierra. Se ha dado el nombre de aire atmosférico á este fluido particular que constitu-

Digitized by Google

ye casi la totalidad de la atmósfera de nuestro planeta, le rodea por todas partes y forma una capa espesa de quince á diez y seis leguas. Este fluido, trasparente é invisible, es elástico, lo cual puede demostrarse por un gran número de experimentos. Su *pesantez*, negada al principio por los antiguos, ha sido reconocida por Galileo, Toricelli y Pascal. Se la puede comprobar pesando un frasco lleno de aire comprimido, ó poniendo en comunicacion con la atmósfera un globo en el cual se haya hecho antes el vacío. Fijando el globo sobre el platillo de una balanza, se observa que pesa mas cuando el aire atmosférico ha penetrado en él y le ha llenado enteramente.

Peso del aire. El peso del aire puro y seco es tal que á la temperatura de cero y bajo la presion media $0,^{m}76$ un litro de este fluido ó 1000 centímetros cúbicos pesan 1,2991 gramos, y por consiguiente el aire es cerca de 770 veces mas ligero que el agua.

Presion que ejerce. Nuestros órganos no sienten la presion que egerce la atmósfera sobre todos los cuerpos en la superficie de la tierra, porque la sufren igualmente en todos sentidos tanto exterior como interiormente, lo cual impide sintamos sus efectos, que son por otra parte muy marcados y que pueden hacerse palpables en muchas circunstancias. La ascension de los líquidos en los tubos, en donde se hace el vacío por medio de bombas, es una prueba de esta presion que es posible evaluar desde el descubrimiento importante de Toricelli. La altura del mercurio en el tubo barométrico, sometida á las variaciones de la presion atmosférica, ha llegado á ser su medida exacta. Se ha reconocido que esta presion media puede equilibrar al nivel de las aguas del mar, una columna de mercurio de $0,^{m}76$ de altura ó cerca de 28 pulgadas. Estando formada la atmósfera de moléculas pesadas y que forman una capa espesa al rededor de la tierra, se concibe que la capa de aire que toca á la superficie debe soportar todo el peso de las capas que están encima de ella, y que esta presion debe ir disminuyen-

Digitized by Google

do á medida que se elera en las regiones superiores. Todos estos resultados pueden comprobarse tambien por medio del barómetro.

Durante largo tiempo se ha considerado al aire atmosférico, que es esencialmente necesario á la vida de todos los animales, como un elemento ó un cuerpo simple; pero se debe el conocimiento de sus partes constituyentes á los trabajos de muchos sabios emprendidos al fin del siglo XVIII, y principalmente á los experimentos de Scheele y Lavoisier.

Composicion del aire. El aire puro está formado de gas oxígeno y de gas azoe; las relaciones de estos elementos, que hace cuarenta años se han fijado por numerosos experimentos á 21 volúmenes del primero por 79 volúmenes del segundo, se han reducido segun las observaciones recientes de MM. Dumas y Boussingault á 20,8 de oxígeno por 79,2 de azoe; además de estos dos principios se halla siempre en el vapor de agua, cuya cantidad varía mucho segun la temperatura, y gas ácido carbónico, cuya proporcion puede aumentar por muchas circunstancias.

Comprobacion de la existencia de agua en vapor en el aire. La presencia del vapor de agua en el aire y los cambios de estado que puede experimentar, son las causas de muchos fenómenos meteóricos, tales como la formacion de las nubes, de la lluvia, de la nieve, del rocío y de la escarcha. Hay muchos experimentos á propósito para hacer evidente la existencia del vapor del agua en el aire. Cuando se coloca en un frasco de vidrio una mezcla de hielo machacado y de sal comun, se observa que las paredes externas se cubren en poco tiempo de cristalitos pequeños blancos de agua congelada á consecuencia del enfriamiento de las capas de aire que las tocan. Muchas sustancias muy ávidas de agua expuestas al aire se humedecen pronto, aumentan su peso y se liquidan á consecuencia de la absorcion del vapor. Esto puede demostrarse dejando al aire libre, cuando parece seco en la apariencia, pedazos de cloruro de calcio fundido, de potasa cáustica ó

Digitized by Google

de muchas sales desecadas. Todas estas sustancias se cubren de humedad en poco tiempo y acaban por liquidarse si han estado suficiente tiempo en contacto del aire. Fundados en estas propiedades, se emplean muchas de ellas para desecar los gases en muchos experimentos, como lo veremos mas adelante.

Gas ácido carbónico en el aire. El gas ácido carbónico forma en volúmen una pequeña fraccion del aire, que segun los experimentos de Teodoro de Saussure solo se eleva á $\frac{5}{10000}$ del aire atmosférico puro, tal como el que puede existir en medio de una llanura. Siendo la respiracion y la combustion los orígenes constantes de la produccion de este gas, se concibe fácilmente que su cantidad debe aumentar en los sitios en que se hallan reunidos un gran número de personas ó de animales que respiran un mismo aire, ó que la combustion de las materias orgánicas alterará mas ó menos la composicion de este fluido.

Su evaluacion. Para demostrar la presencia del ácido carbónico en el aire se usan muchos óxidos metálicos que gozan de la propiedad de combinarse inmediatamente con este ácido gaseoso. Cuando se abandona en medio del aire una disolucion de protóxido de calcio (agua de cal), se observa que se forma inmediatamente en la superficie de esta disolucion, que estaba perfectamente trasparente, una película blanquecina que por la agitacion se rompe y se precipita en el fondo de la vasija. Si la disolucion permanece expuesta al aire, se ve que se forma otra nueva película y así sucesivamente hasta que ya no quede cal en la disolucion. Esta película es el resultado de la combinacion del ácido carbónico atmosférico con la cal. Su peso puede dar á conocer la cantidad de ácido carbónico que contiene una cantidad conocida de aire.

En este principio se ha fundado su evaluacion directa. Pero en lugar del agua de cal se emplea una di-

Digitized by Google

solucion de protóxido de bario (agua de barita) que se conduce del mismo modo. Se hace el experimento vertiendo cierta cantidad de esta disolucion en un gran globo de vidrio, provisto de una llave, de capacidad conocida; agitándole para absorber todo el ácido carbónico, se enturbia el agua de barita y se forma un precipitado blanco insoluble de carbonato de barita. Se repite la misma operacion introduciendo nuevas cantidades de aire despues de haber hecho el vacío en el globo para extraer las porciones de aire de que se ha sacado ya el ácido carbónico, y por este medio se puede poner en contacto con el agua de barita una cantidad bastante grande de aire. Teniendo en consideracion la temperatura y la presion á que se ha hecho el experimento, se puede por el peso del carbonato de barita obtenido, cuya composicion elemental está por otra parte perfectamente conocida, calcular con la mayor exactitud la proporcion de ácido carbónico contenido en el aire.

M. Teodoro de Saussure ha determinado por este procedimiento las cantidades medias de este ácido esparcidas en la atmósfera. Las observaciones que ha hecho en una pradera de Chambeisy, á tres cuartos de legua de Ginebra, indican que esta cantidad media, sobre 10000 partes de aire, es igual á 5, ó mas exactamente á 4,9. El maximum de este gas es 6,2; y el minimum 3,7.

El mismo autor ha observado que la cantidad media de gas ácido carbónico aumentaba en estío y disminuia en invierno. Segun el término medio de treinta observaciones, la cantidad de ácido carbónico en los meses de Diciembre, Enero y Febrero en medio del dia, estaba con la de los meses de Junio, Julio y Agosto en la relacion de 77 á 100.

Uno de los resultados mas notables obtenido por M. Teodoro de Saussure es la diferencia de las cantidades de gas ácido carbónico en volúmen en el aire en un tiempo de calma durante el dia y durante la noche. Hé aquí un extracto de la tabla de los experimentos que

Digitized by Google

ha hecho en los mismos dias á campo raso, al medio dia y á las once de la noche.

GAS ÁCIDO CARBÓNICO *en* 10000 *partes de aire al medio dia.*	GAS ÁCIDO CARBÓNICO *en* 10000 *partes de aire á las once de la noche.*
31 de Mayo. . . 4,75	5,65
13 de Junio . . 5,06	5,83
26 de Junio. . . 5,89	5,22
1.º de Agosto. . 4,32	6,06
12 de Agosto. . 4,29	5,82
Media. . . 4,86	5,71

Resulta evidentemente de estos experimentos que el aire contiene en tiempo de calma mas ácido carbónico durante la noche que durante el dia. La única excepcion que ocurrió el 26 de Junio depende segun el autor, de la agitacion extremada en que se hallaba el aire en el momento de la observacion.

Al determinar M. Boussingault para el clima de París las proporciones relativas del gas ácido carbónico en estas dos épocas del período del dia, ha hallado por las observaciones diurnas 3,9 en 10000 volúmenes de aire y por las observaciones nocturnas 4,2. (*Academia de las ciencias*, Agosto, 1841).

Otro resultado que es fácil prever es la mayor pureza del aire de las aldeas comparado con el de las grandes ciudades. M. Teodoro de Saussure ha probado tambien que el aire de la ciudad de Ginebra contenia mas ácido carbónico que el aire recogido en la superficie de una pradera situada á poca distancia de esta ciu-

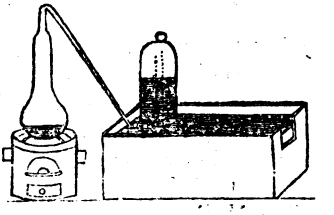
Digitized by Google

dad. Segun seis observaciones hechas al mismo tiempo en estas estaciones, ha reconocido que la relacion era de 100 á 92 (*Anales de Química y de Física*, t. XXXVIII, pág. 411).

M. Boussingault repitiendo este año experimentos semejantes sobre el aire de París y el de la campiña de las inmediaciones de esta capital, ha reconocido que el aire de esta ciudad no contenia sensiblemente mas ácido carbónico que el aire de los campos, y ha hallado que apenas habia en el primero $\frac{1}{30}$ de ácido carbónico mas.

Accion del mercurio calentado en el aire. La presencia del oxígeno y del azoe en el aire, que se puede hacer evidente por muchos experimentos, está sobre todo demostrada por el experimento tan sencillo como notable que debemos al genio de Lavoisier.

Si se calienta mercurio en un matráz de vidrio lleno de aire, colocado como se ve en la figura,



el cual comunica por medio de un tubo encorvado que llegue hasta la parte superior de una campana graduada, medio llena de aire y colocada sobre la cuba de mercurio, se observa despues de muchos dias, manteniendo una temperatura próxima á la ebullicion, que se forman en su superficie partículas rojizas que cada dia aumentan sensiblemente. Si cuando al parecer no se forman mas se deja enfriar completamente el aparato, se reconoce que el volúmen del aire ha disminuido un poco mas de una sexta parte; que el gas que queda despues de esta operacion es enteramente impropio para

Digitized by Google

la combustion y para la respiracion, y goza de todas las propiedades que caracterizan el gas azoe. Sin embargo, en esta operacion el mercurio no absorbe todo el gas oxígeno; pues una corta cantidad se escapa de la accion de este metal, lo que es la causa de que el volúmen del gas azoe que queda sea mayor que debiera serlo si estuviera puro.

Por consiguiente este experimento prueba á primera vista que el aire está compuesto de dos fluidos distintos: el uno que puede unirse con el mercurio, y el otro que no es capaz de entrar en combinacion con él. Si se recogen las partículas rojas que se han formado en la superficie del mercurio, y si despues de haberlas introducido en una retorta pequeña de vidrio, cuyo cuello comunica por medio de un tubo encorvado con una campana llena de agua, se las calienta hasta un grado de calor inmediato al rojo oscuro, se descompondrán en un gas que pasará á la campana, y en mercurio que se condensará en el cuello de la retorta bajo la forma de gotitas. Se reconocerá fácilmente que el gas que se ha desprendido activa la combustion de los cuerpos inflamados cuando sumergidos dentro de él, se encienden de nuevo los que presentan un solo punto en ignicion, y en una palabra, que se conduce como el gas oxígeno. Por otra parte, si se compara el volúmen de este último con el volúmen de aire que ha desaparecido durante la calcinacion del mercurio en el matráz, se ve que es igual, y que basta reunirle con el gas azoe que no ha sido absorbido por el mercurio en el primer experimento, para volver á formar en el instante aire atmosférico idéntico en todas sus propiedades.

Otros muchos cuerpos pueden como el mercurio absorber el oxígeno del aire y dejar por residuo el gas azoe. Algunos de ellos producen este fenómeno ó á la temperatura ordinaria ó á una temperatura poco elevada, y ellos mismos presentan muchos medios para determinar mas ó menos exactamente la relacion de estos dos gases. La análisis del aire, que tan frecuente-

Digitized by Google

mente importa conocer para explicar muchos fenómenos naturales, está fundada en estas bases.

Análisis del aire por el fósforo. La grande afinidad del fósforo con el oxígeno suministra un medio sencillo y bastante exacto para valuar la cantidad de oxígeno contenido en el aire. Si se coloca una barra de fósforo en una cantidad conocida de aire, arde lentamente produciendo un humo blanco y esparciendo una luz blanquecina visible en la oscuridad. Esta combustion lenta resulta de la combinacion del oxígeno con el fósforo, y continúa hasta que este gas ha sido absorbido enteramente, en cuya época deja de lucir. Sin embargo esta operacion no puede dar buen resultado sino cuando se opera sobre aire en contacto con cierta capa de agua que disuelva la combinacion ácida de oxígeno y del fósforo á medida que se forma. Sin esta precaucion la combustion no tardaria en detenerse antes de que fuese absorbido todo el oxígeno; porque el ácido hipofosfórico formado quedaria aplicado como un barniz sobre toda la superficie del fósforo y le preservaria de la accion ulterior del oxígeno.

Primer procedimiento de análisis del aire. Para analizar el aire por este procedimiento se miden exactamente 100 partes de él en un tubo de vidrio graduado colocado sobre agua. Se introduce en el tubo un cilindro de fósforo de bastante longitud para que ocupe toda su capacidad, ó á lo menos toda la porcion del tubo que contiene aire. No habiendo una barra de fósforo bastante larga, se fija un poco á la punta de una varilla de hierro ó de vidrio, de modo que esté enteramente sumergida en el aire en el cual se hace el experimento. Se abandona este aparatito á sí mismo hasta que el fósforo no esparza humo ni luz sensible, llevándole á la oscuridad. Si entonces se saca debajo del agua el cilindro de fósforo, tomando la precaucion de no perder gas, se reconoce que quedan cerca de 79 partes de un gas que es el azoe.

Segundo procedimiento de análisis. Calentando el fósforo en el aire se puede obtener el mismo resulta-

Digitized by Google

do, pero en este caso la operacion es mas pronta. Se procede del modo siguiente: despues de haber llenado de agua ó de mercurio una campana pequeña encorvada, se hacen pasar dentro de ella cien partes de aire medidas antes. Se introduce en la parte encorvada del tubo un pedacito de fósforo, ya por medio de unas pinzas, ya fijándole en la extremidad de un alambre; se calienta poco á poco con una lámpara de espíritu de vino; inmediatamente se funde el fósforo y arde produciendo una aureola luminosa. Cuando se ha producido este efecto, se deja enfriar el tubo, y se hace pasar el residuo á un tubo graduado, lleno de agua, y se halla que es igual á 79 partes. El ácido fosfórico que se forma en este experimento se condensa en copos blancos sobre las paredes del tubo y en la superficie del mercurio si se opera sobre este metal, ó se disuelve en el agua cuando se hace la operacion sobre este líquido.

Entre los medios eudiómetros propuestos para la análisis del aire, el mas exacto y el mas fácil es sin contradiccion el que ha puesto en práctica por primera vez Volta, y que, segun el exámen hecho por MM. Humboldt y Gay-Lussac, es tan preciso como sencillo.

Análisis del aire por el hidrógeno. Este medio analítico que se emplea comunmente en las investigaciones sobre los gases, está fundado en la propiedad que tiene el gas hidrógeno de combinarse exactamente con la mitad de su volúmen de oxígeno para producir agua. Por consiguiente mezclando aire atmosférico con un exceso de gas hidrógeno, y determinando la combinacion del oxígeno con el hidrógeno con un eudiómetro (*Véase* la descripcion de este instrumento al fin de la obra) por medio de la chispa eléctrica, se apreciará por la absorcion que haya habido la proporcion de oxígeno que contenia; porque en ese caso el volúmen que ha desaparecido está formado de $\frac{2}{3}$ partes de hidrógeno y $\frac{1}{3}$ de oxígeno. Para hacer este experimento se miden en un tubo graduado cien partes de aire y cien partes de hidrógeno puro, y se las introduce bajo la cuba

Digitized by Google

hidro-neumática en el eudiómetro de válvula lleno de agua. Si, teniendo el aparato verticalmente, se hace pasar una fuerte chispa eléctrica por la bola en que termina el eudiómetro, hay inmediatamente combustion por la union de una porcion del hidrógeno con todo el oxígeno que existia en las cien partes de aire, y á consecuencia de la absorcion parte del agua sube en el eudiómetro. Haciendo pasar el residuo gaseoso de la combustion al tubo graduado, se halla que es igual á 137, por consiguiente se han absorbido 63 partes de gas. Estas 63 partes resultan, segun lo que hemos dicho, de la combinacion de dos volúmenes de hidrógeno con uno de oxígeno. Por consiguiente la tercera parte de 63, que es 21, representa la proporcion de oxígeno contenido en 100 partes de aire y que se ha combinado con 42 de hidrógeno para formar agua.

Las 137 partes de residuo están formadas de 79 partes de azoe que existia en el aire y de 58 de gas hidrógeno en exceso. Se prueba esto directamente quemando este residuo en el eudiómetro con 29 partes de oxígeno puro. Esta proporcion de oxígeno absorbe las 58 de hidrógeno restantes, y se obtiene por residuo 79 partes de gas azoe puro.

En todas las circunstancias ordinarias el aire atmosférico, ya en la superficie de la tierra en diferentes paises, ya en las montañas mas altas y en las regiones mas elevadas á que el hombre ha podido llegar, contiene siempre gas oxígeno y gas azoe en las mismas proporciones. No sucede lo mismo cuando la porcion de aire es limitada y cuando ha servido para la combustion y para la respiracion.

Alteracion del aire por la respiracion y la combustion. En el caso expuesto antes se halla menor proporcion de oxígeno y mayor de ácido carbónico; lo cual sucede en todos los puntos en que hay reunidos un gran número de personas ó de animales que respiran el mismo aire durante cierto tiempo. Tambien se observa esta alteracion en las proporciones del aire siempre que ha ser-

Digitized by Google

vido para la combustion de las materias orgánicas, ó se han verificado combinaciones y descomposiciones químicas.

Aunque en la mayor parte de los fenómenos naturales que pasan á nuestra vista el oxígeno del aire sea sin cesar absorbido y reemplazado frecuentemente por cierta cantidad de gas ácido carbónico, no se observan variaciones sensibles en la relacion del azoe con el oxígeno en la masa del fluido que constituye nuestra atmósfera. Se debe hallar la razon de esto por un lado en su agitacion continua que ejecuta prontamente la mezcla de las diversas capas que le componen: por otro, en la propiedad que poseen las plantas durante el acto de la vegetacion y bajo la influencia de la luz, de exhalar gas oxígeno y de restituir de este modo al aire una porcion del que ha perdido. ¿Pero estas diferentes causas son las únicas que mantienen el equilibrio entre los elementos del aire? Esto es lo que nosotros no sabemos.

El aire es una mezcla de azoe y oxígeno. La composicion uniforme del aire en los diferentes puntos del globo, y la relacion de sus elementos que al parecer no han cambiado sensiblemente desde que este fluido fué sometido á la análisis, habia hecho pensar á los químicos que el oxígeno y el azoe estaban combinados y no en estado de simple mezcla, como lo están el vapor de agua y el ácido carbónico que contiene.

Esta asercion que puede rebatirse con muchas objeciones, se halla enteramente destruida por los brillantes experimentos de M. Dulong sobre el poder refringente de los gases simples y compuestos. Resulta de las observaciones de este célebre físico, que todos los gases compuestos tienen un poder refringente mayor ó menor que el de sus elementos. Luego como el aire atmosférico posee un poder refringente que está en relacion con las cantidades de azoe y de oxígeno que la análisis ha demostrado, se debe concluir de aquí que el aire es una mezcla de estos dos gases, puesto que

Digitized by Google

en su accion sobre la luz se conduce como los gases que están mezclados y no combinados.

Cuando se quiere examinar la compósicion del aire de un sitio cualquiera, no hay mas que llenar de agua ó de mercurio un frasco de vidrio y vaciarle en el mismo sitio; el frasco al vaciarse del agua que contenia, se llena de aire, y se le tapa despues. Cuando se desea apreciar la proporcion del agua en vapor y del ácido carbónico, es preciso hacer uso del mercurio. De este modo Gay-Lussac ha recogido aire en un viaje aereostático á 7000 metros de altura, y ha comprobado que presentaba la misma composicion que el aire recogido en la superficie de la tierra. M. Boussingault ha llegado á obtener el mismo resultado analizando el aire recogido en las montañas de los Andes, en la América meridional: 1.º en la Mariquita, á la altura de 548 metros; 2.º en Ibagne á 1323 metros y en Santa Fe de Bogotá á 2643 metros. Las proporciones de oxígeno han sido 20,77; 20,70; 20,65. Para extraer el aire que se halla en cavidades mas ó menos profundas, debajo de la superficie de la tierra adonde no se puede penetrar, se hace bajar por medio de una cuerda una vasija que contenga agua y un frasco vuelto al revés lleno del mismo líquido y al cual se haya atado igualmente otra cuerda. Tirando de esta de modo que se haga levantar el frasco vuelto al revés, el aire entra poco á poco y desaloja el agua; cuando está lleno de aire, se hace sumergir el cuello del frasco dentro del agua y se sube el aparato.

Causas que vuelven insaluble el aire. Aunque el aire que respiramos presente en todos los paises la composicion que hemos indicado, se vuelve algunas veces insalubre por principios vaporosos ó miasmas que están esparcidos en tan pequeña cantidad que no pueden ser reconocidos por los medios eudiométricos usados, y sin embargo los hombres y los animales sienten muy pronto sus efectos funestos.

Independientemente de las causas climatéricas,

Digitized by Google

tales como las variaciones repentinas de temperatura, la demasiada sequedad del aire ó su mucha humedad, hay otra mas general y mas enérgica, que se desarrolla siempre en las mismas circunstancias, cuando una materia vegetal muerta está sometida á la accion del aire, del calor y de la humedad. Esta causa, que es propia de todos los paises cálidos y pantanosos, obra con tal energía que en los trópicos basta permanecer poco tiempo en estos lugares para sentir su influencia maligna.

Miasmas en el aire de los pantanos. De la comprobacion de los numerosos hechos anunciados sobre la insalubridad del aire en ciertos paises, se ha concluido que la materia orgánica, descomponiéndose bajo la influencia del calor y de la humedad constante, producia miasmas, y aun se ha admitido que estos miasmas se depositaban con el rocío, que en los paises cálidos y húmedos se deposita en abundancia despues de ponerse el sol.

Moscati, en Toscana, y Rigaud de l'Isle, en los pantanos de Langüedoc, han demostrado que en estas circunstancias el vapor de agua condensado en medio del aire, no tardaba en podrirse por la materia orgánica que contenia. M. Boussingault ha hecho la misma observacion en las islas mas mal sanas de la América meridional, en las riberas del lago de Taricagua, en Macaray y al oeste de Valencia; este químico ha reconocido que el rocío que se habia condensado en un cristal de reloj colocado sobre una mesa en medio de un prado pantanoso, se volvia negro y depositaba carbon cuando se le hacia evaporar despues de haberle añadido ácido sulfúrico concentrado.

Los resultados obtenidos anteriormente por Moscati y Rigaud de l'Isle, así como los de M. Boussingault, prueban pues evidentemente que en los sitios pantanosos durante la precipitacion del rocío se deposita con él una materia orgánica; este último químico ha comprobado tambien que haciendo pasar aire mal

Digitized by Google

sano desecado á un tubo enrojecido al fuego, se formaba agua por la combustion del hidrógeno de la materia orgánica.

Hace muchos años que M. Boussingault, haciendo experimentos sobre el aire de París, ha conseguido otro resultado, cual es la demostracion de la existencia de un principio hidrogenado anuque en muy pequeña cantidad, supuesto que el hidrógeno que contiene, calculado por el peso del agua formada haciendo pasar aire seco á un tubo de vidrio enrojecido al fuego, ha variado de 0,00005, á 0,00013 del volúmen del aire (*Anales de Química y de Física*, tomo LVII, pág. 148).

Nueva análisis del aire. MM. Dumas y Boussingault repitiendo en la primavera de este año la análisis del aire mas en grande y sustituyendo al método de los volúmenes el de las pesas, han demostrado que las proporciones de azoe y oxígeno que entran en la composicion del aire se diferencian poco de las establecidas por MM. Gay-Lussac y Humboldt hace cuarenta años.

El método que han empleado consiste en hacer circular aire seco y privado de ácido carbónico al través de un tubo de vidrio enrojecido que contenga pedazos de cobre; el aumento del peso del cobre determina el oxígeno que absorbe este metal, y el gas azoe que se separa, va á parar á un globo completamente vacío que se pesa antes y despues de la operacion con la mas rigurosa exactitud.

Composicion del aire. Los nuevos experimentos de MM. Dumas y Boussingault inclinan á hacer admitir que el aire atmosférico puro está formado de:

$$\text{En vol. de} \left\{ \begin{array}{ll} 79{,}2 & \text{azoe,} \\ 20{,}8 & \text{oxíg.} \\ \hline 100{,}0 & \end{array} \right. \qquad \text{En peso de} \left\{ \begin{array}{ll} 76{,}99 & \text{azoe,} \\ 23{,}01 & \text{oxíg.} \\ \hline 100{,}00 & \end{array} \right.$$

La ligera diferencia que se observa entre estos úl-

Digitized by Google

timos resultados y los precedentes, y que puede atribuirse con razon á los procedimientos empleados en la primera época, no permiten suponer que haya cambiado de un modo apreciable desde cerca de medio siglo la constitucion de nuestra atmósfera.

Accion del aire en la combustion y en la calcinacion. Luego que Lavoisier hubo demostrado de un modo evidente la composicion del aire, se conoció verdaderamente la explicacion de los fenómenos de la combustion y de la calcinacion de los metales. Antes de él se admitia que los cuerpos que se quemaban ó se calcinaban al aire, dejaban desprender de su interior un principio imperceptible que se habia designado con el nombre de *flogístico*, y á su desprendimiento se atribuia la combustion de los cuerpos; pero si hubiese sido así, los cuerpos al quemarse en el aire hubiesen debido disminuir de peso, sucediendo lo contrario por lo que se ha observado despues. Esta primera observacion hecha en 1630 por Juan Rey y Brun quedó olvidada durante siglo y medio, época en la cual Bayen, sin conocer los escritos de Juan Rey, anunció que los metales calcinados al aire aumentaban de peso y que este aumento era debido á la absorcion del aire.

Teoría de Lavoisier. En 1776 fué cuando Lavoisier á consecuencia de sus investigaciones sobre el aire atmosférico, dedujo por un gran número de experimentos ingeniosos la verdadera teoría de la combustion de los cuerpos y la estableció sobre hechos exactos. Probó que en la combustion ó calcinacion de los cuerpos al aire, el oxígeno se unia siempre con aquellos, y que el azoe no hacia ningun papel en esta operacion; que el aumento de peso que adquirian era igual á la proporcion de oxígeno que se habia combinado con ellos. Examinando el producto de la combustion de los diferentes cuerpos observó que algunos de ellos se convertian en ácidos, absorbiendo el oxígeno del aire, mientras que otros daban orígen á compuestos que tenian mas ó menos analogía con los cuerpos que se

Digitized by Google

conocian entonces con el nombre de *álcalis*. Para distinguirlos de los primeros dió á estos el nombre de *óxidos*. Entonces fué cuando instituyó las bases de la nomenclatura moderna que se la puede considerar como una nueva era en la ciencia, y á la cual han modificado despues los nuevos descubrimientos sin cambiar sus principios. Las alteraciones que la mayor parte de los metales experimentan cuando se los calienta al aire, dependen de la accion mayor ó menor que egerce el oxígeno sobre ellos; en todos los casos el resultado es el mismo, es decir la formacion de un óxido ó de un ácido; lo cual es fácil de comprobar teniendo al estaño en fusion al contacto del aire. Este metal pierde poco á poco su brillo, se cubre de una película gris y aun puede arder si la temperatura es bastante elevada; entonces se trasforma en una masa blanca pulverulenta que es el óxido de estaño. Un gran número de metales se oxidan tambien por la calcinacion al aire, tales son el mercurio, el plomo, el zinc, el hierro, &c.; otros, que no tienen la misma afinidad con el oxígeno, conservan á las temperaturas mas elevadas todas sus propiedades: tales son el oro, el platino, &c.

Las combinaciones de los metales con el oxígeno, que pueden resultar directamente de la calcinacion al aire de un gran número de ellos, se encuentran formadas en la naturaleza. En este estado se hallan el hierro, el estaño, el cobre, el zinc, el manganeso, &c. Sus óxidos, muy esparcidos en el seno de la tierra, constituyen los principales minerales que se explotan en las artes para la extraccion de estos metales.

Digitized by Google

CAPITULO IV.

DEL OXÍGENO.

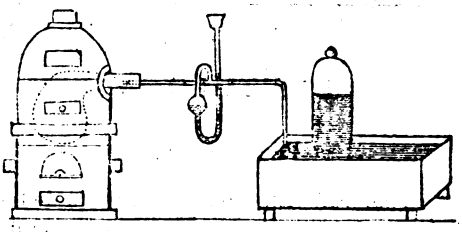
Estado natural. Este cuerpo, separado de toda combinacion, se presenta siempre bajo la forma de gas, y se encuentra libre y mezclado con el gas azoe en el aire atmosférico, segun lo hemos visto en el estudio de este fluido; son muy frecuentes sus combinaciones con los demás cuerpos, entra en la composicion del agua y en la de todos los óxidos naturales y artificiales, de un gran número de sales y de la mayor parte de las materias orgánicas.

Extraccion. Puede extraerse el gas oxígeno con mayor ó menor facilidad de cierto número de sus compuestos. Los que mas generalmente se usan con este fin son el *peróxido de manganeso natural*, *el deutóxido de mercurio* y *el clorato de potasa.*

Primer procedimiento. Este es el procedimiento que generalmente se sigue en los laboratorios de química para obtener grandes cantidades de gas oxígeno. Despues de haber reducido á polvo el peróxido de manganeso natural, se le diluye en diez ó doce veces su peso de agua, y se añade poco á poco ácido clorhídrico hasta que ya no se produzca efervescencia. Se precipita peróxido de manganeso insoluble mientras que se descomponen y se disuelven el carbonato de cal y de manganeso que contiene. Se recoge el peróxido purificado de este modo sobre un filtro, y se le deseca despues de haberle lavado bien en agua hirviendo. En este estado debe emplearse para obtener el gas oxígeno. Para esto se llena casi enteramente la panza de una retorta de gres enlodada, y se la coloca sobre dos bar-

Digitized by Google

ras de hierro en el laboratorio de un horno de reverbero como se ve en la figura siguiente.



Se adapta al orificio del cuello de la retorta, por medio de un tapon de corcho preparado de antemano, un tubo de vidrio encorvado que termina debajo de la tabla de la cuba hidro-neumática. Cuando se ha colocado el aparato, se introducen algunas ascuas por la puerta ó por la chimenea del horno y se le acaba de llenar de carbon. Desde la primera impresion del calor, el aire que contiene la retorta se dilata y sale por la extremidad del tubo encorvado; el peróxido de manganeso empieza á descomponerse y á dejar desprender oxígeno cuando la retorta llega á una temperatura inmediata al calor rojo. Se le reconoceria recogiendo una porcion del gas en una probeta, y sumergiendo una pajuela encendida que arderá con rapidez y con resplandor. Si entonces se dejan perder uno ó dos litros (dos ó cuatro cuartillos), se puede considerar como puro al que se desprende, y recogerle sucesivamente en frascos puestos boca abajo y llenos de agua, cuyos frascos se tapan bien despues, y se los conserva teniendo sumergida la abertura debajo del agua. Se continúa calentando la retorta hasta que casi ya no desprenda mas gas, teniendo la precaucion de no ponerla en contacto de carbones apagados, cuando está enrojecida, porque podria romperse. Se pueden sacar, por término medio, de 20 á 22 litros (unos 40 ó 44 cuartillos) de gas oxígeno de 500 gramos (diez y seis onzas) de peróxido de manganeso del comercio.

Digitized by Google

Teoría de la operacion. En esta operacion el peróxido de manganeso solo se descompone en parte por el calor; á medida que una parte de este óxido, perdiendo parte de su oxígeno, pasa al estado de protóxido, este se combina con la otra parte del peróxido é impide su descomposicion. Este compuesto es el que forma el residuo pardo negruzco que se halla en el fondo de la retorta.

Es fácil concebir esta descomposicion representando la composicion de dos átomos de peróxido de manganeso antes y despues de la calcinacion.

Dos átomos de peróxido de manganeso contienen Mn^2O^4: por la accion del calórico uno de los átomos pierde la mitad del oxígeno que se ha combinado con el manganeso y se ha reducido al estado de protóxido MnO, el cual queda unido al otro átomo de protóxido para constituir el compuesto $MnO+MnO^2$ que forma el residuo de la calcinacion.

Segundo procedimiento. Tambien puede obtenerse el gas oxígeno de un modo económico calentando moderadamente en una retorta de vidrio, provista en su cuello de un tubo encorvado, una mezcla de una parte de peróxido en polvo y tres partes de ácido sulfúrico concentrado. Por la accion del calórico el peróxido pierde la mitad de su oxígeno que se desprende, y el ácido sulfúrico se une con el protóxido y forma protosulfato de manganeso, que se halla en el fondo de la retorta mezclado con el exceso del peróxido empleado.

Tercer procedimiento. La calcinacion del deutóxido ó bióxido de mercurio, así como la del clorato de potasa puro, puede suministrar igualmente gas oxígeno, aunque se los ha de calentar solos en una retorta de vidrio; pero como estos compuestos son mas caros que el peróxido de manganeso, solo se hace uso de ellos cuando se quiere obtener una pequeña cantidad de gas oxígeno puro.

Propiedades del oxígeno. El oxígeno es un gas sin color, que no tiene olor, es invisible como el aire, y

goza de todas las propiedades mecánicas de los fluidos elásticos. Expuesto á una presion fuerte y repentina, se calienta y se vuelve mas luminoso que el aire; su densidad es un poco mayor que la de este fluido, pues segun MM. Dulong y Berzelius es de 1,1026, y de 1,1057 segun los últimos experimentos de MM. Dumas y Boussingault. Los diferentes agentes físicos no tienen accion sobre él. Se mezcla con el aire en todas proporciones. Aunque es poco soluble en el agua, esta puede disolver cerca de $\frac{1}{30}$ de su volúmen á la temperatura ordinaria.

Sostiene la vida y la combustion. Este gas es el único propio para la respiracion, para sostener la vida y para la combustion de los cuerpos. Cuando se introducen algunos animales dentro de gas oxígeno, viven mas tiempo que en igual volúmen de aire, por cuya razon se le daba antiguamente el nombre de *aire vital*. Pero al fin llegan á experimentar un malestar á consecuencia de la viva escitacion del órgano pulmonar.

En las mismas circunstancias, colocadas las materias combustibles en este gas, despues de haber llegado á la temperatura á que pueden inflamarse, arden con tanta rapidez y con tal resplandor, que apenas puede la vista sufrir el brillo de la luz que produce. Es tan grande la propiedad comburente del gas oxígeno, que sumergiendo en él una bujía que ha estado encendida y se la ha apagado, pero que presenta aun un punto en ignicion en la mecha, se vuelve á encender al instante y arde rápidamente con una llama muy intensa.

Combustion del hierro por el oxígeno. Muchos metales muy ávidos de oxígeno puestos en contacto á un calor rojo con este gas, se combinan de pronto con él con un desprendimiento considerable de calórico y de luz y se convierten en óxidos. Puede comprobarse esto con el hierro. Si se introduce en un frasco lleno de gas oxígeno un manojito de alambres muy finos

ó un resorte delgado de acero destemplado, arrollado en espiral y fijo por uno de los extremos á un tapon de corcho, y que tenga en el otro extremo libre un pedacito de yesca inflamada, en el mismo instante el hierro calentado por la combustion de la yesca se oxida, se inflama, se funde y arde despidiendo vivos rayos de luz; los glóbulos de hierro oxidado que resultan caen bajo la forma de gotas que están tan enrojecidas por el fuego, que ablandan las paredes del vidrio á que tocan y se incrustan en ellas. Generalmente el contacto de estos glóbulos ocasiona la rotura del frasco; pero comunmente se evita esta rotura poniendo un poco de agua en el fondo.

Todas estas propiedades que caracterizan el oxígeno no se hallan en los demas gases, á excepcion sin embargo del protóxido de azoe, que sostiene y activa mas rápidamente que el aire la combustion de las materias combustibles. Si bien por esta propiedad este gas tiene semejanza con el oxígeno, se diferencia demasiado por otros caracteres para que sea posible confundirle con él como lo veremos mas adelante.

Por lo que hemos dicho anteriormente, se ve que todas las propiedades del aire atmosférico, los fenómenos que nos ofrece cuando está en presencia de la mayor parte de los cuerpos, y los resultados que de aquí provienen, dependen casi todos del oxígeno que contiene. En efecto, el aire atmosférico debe la propiedad de ser respirable y de favorecer la combustion á la presencia del oxígeno. Sin él, no podria verificarse la respiracion, esta funcion tan importante para la vida, así como la combustion; se observa tambien que estos dos grandes fenómenos se hacen de cada vez mas lentos á medida que disminuye la proporcion del oxígeno en el aire.

Epoca de su descubrimiento. Este gas fué descubierto en 1774 por Priestley, que le dió el nombre de *aire desflogisticado*; Schéele le llamó despues *aire del fuego*, y Lavoisier propuso por último designarle con el nombre de *oxígeno* (derivado de ὀξύς, ácido, agrio,

y γενναω, yo engendro), cuyo nombre ha sido admitido generalmente.

Las consideraciones antes expuestas nos han obligado naturalmente á hacer preceder la historia de los demás cuerpos simples por la del oxígeno, que siendo uno de los elementos del aire, y haciendo un papel importante en la mayor parte de las reacciones químicas, nos permitirá apreciar mejor los usos de este último, y explicar los cambios que sobrevienen en los cuerpos simples ó compuestos, cuando se les pone en contacto con el aire atmosférico.

CAPITULO V.

DEL AGUA.

El agua, este fluido tan universalmente esparcido en la naturaleza, ha sido considerada y colocada por los antiguos en el número de los cuatro elementos con el aire, el fuego y la tierra. Los trabajos de los químicos modernos han probado terminantemente que estaba compuesta de oxígeno y de hidrógeno en relaciones determinadas, por lo cual en la nueva nomenclatura se le ha dado el nombre de *protóxido de hidrógeno*.

Epoca del descubrimiento de la composicion del agua. Cavendish sospechó en 1781 la composicion del agua, por largo tiempo desconocida, el cual despues de haber hecho quemar en vasijas una mezcla de gas oxígeno y de gas hidrógeno, y haber observado que se depositaba agua á consecuencia de la combustion, se atrevió á considerar á este líquido como el producto de la combinacion de los dos gases. Macquer y Sigaud-Lafond hicie-

Digitized by Google

ron en 1776 la misma observacion, y Priestley cuatro años despues; pero ninguno de estos químicos habia sacado la conclusion precedente.

Por concluyente que fuese el experimento de Cavendish quedaba aun mucho que hacer para convencer los espíritus mas incrédulos, y esto fué lo que intentó Lavoisier en 1783, y que emprendió con Meusnier en 1785, quemando en un aparato inventado por él grandes cantidades de gas hidrógeno y oxígeno, determinando en qué relacion en volúmen se combinaban, y comparando el peso del agua formada con el de los gases que se habian unido. Su genio le llevó aun mas lejos, porque algun tiempo despues llegó á descomponer el agua y á confirmar los resultados de su primer experimento. Desde entonces se demostró verdaderamente la composicion del agua por la análisis y por la síntesis.

Estado natural del agua. El agua existe en la naturaleza bajo tres estados diferentes: 1.º en estado sólido; 2.º en estado líquido; y 3.º en estado de vapor.

1.º *Hielo, agua helada.* En el primer estado constituye los hielos y las nieves que existen en las montañas altas y en los polos, y que en ciertos paises forman las masas de hielo cuya fusion parcial en la estacion del calor, da lugar á los rios, cuyas aguas tienen constantemente una temperatura muy baja.

2.º *Agua líquida.* En estado líquido se encuentra en abundancia en las regiones templadas, ya en la superficie de la tierra, ya á cierta profundidad. Entonces forma los rios, los arroyos, los lagos ó las aguas subterráneas; pero rara vez, ó por mejor decir jamás, se encuentra pura en estos puntos. Solo son puras el agua de lluvia y la que proviene de la licuacion de las nieves, porque estos meteoros resultan de la condensacion del vapor de agua contenido en el aire, y aun estas aguas contienen comunmente las partículas extrañas que se hallaban suspendidas en el aire.

Las sustancias que mas comunmente se hallan disueltas en las aguas son el aire, el ácido carbónico,

Digitized by Google

mayor ó menor cantidad de sales calcáreas y magnesianas, y algunas de base de sosa y de potasa. Algunas veces la proporcion de estas sales es tan pequeña, que en nada influye en las propiedades económicas del agua; pero otras es tan considerable, que el agua no puede servir para los usos ordinarios y obra tambien sobre la económía animal: tales son las aguas de mar y las que se designan con el nombre de *aguas minerales*. Estas últimas, muy usadas en medicina, solo deben sus propiedades á la presencia de los diferentes compuestos y sales que contienen.

3.º *Vapor de agua en el aire.* El agua en estado de vapor se halla siempre en el aire á todas las temperaturas, y su proporcion se aumenta á medida que estas se elevan, y varía segun la naturaleza del país. Es mayor á las orillas del mar y en los puntos próximos á los grandes rios, es menor en los continentes y sobre todo cuando no ha llovido durante algun tiempo. Puede demostrarse su presencia por muchos procedimientos, ya enfriando el aire, ya poniéndole en contacto con los cuerpos que son muy ávidos de agua. La formacion de las nieblas, de las nubes, de la lluvia, del rocío, del granizo y de la nieve proviene de los diferentes cambios de estado que este vapor experimenta condensándose en el aire.

Purificacion del agua. El agua líquida, tal como se encuentra en la superficie de la tierra, contiene segun hemos dicho sustancias salinas, de que es necesario purificarla para un gran número de operaciones químicas y farmacéuticas. Esta purificacion, que es muy sencilla, está fundada en la volatilidad del agua pura y en la fijeza de las sustancias que contiene comunmente en disolucion; se ejecuta destilando en un alambique de cobre el agua de rio ó de los pozos, y guardando las precauciones que segun indicaremos mas adelante deben adoptarse en estas operaciones (*V.* la descripcion del *alambique*, en el *vocabulario*). Sin embargo es bueno desechar las primeras porciones de agua que destilan y que contienen con un poco de

Digitized by Google

carbonato de amoniaco las materias volátiles que podian existir en el agua, sobre todo si se hace uso del agua de los pozos, en que han podido descomponerse materias orgánicas.

Agua destilada y pura. Caracteres. Se conoce con el nombre de agua destilada el agua purificada de este modo por la destilacion. Es fácil establecer sus caracteres: en este estado no tiene accion sobre las disoluciones de *cal*, de *azoato de barita*, de *oxalato de amoniaco* y de *subacetato de plomo*. Se la conserva en vasijas de vidrio ó de gres, que se tapan cuidadosamente para evitar la introduccion de los corpúsculos que se hallan suspendidos en el aire. Se usa con mucha frecuencia en los laboratorios, como disolvente de la mayor parte de los cuerpos.

Propiedades. El agua pura es un líquido trasparente, sin color, sin sabor y sin olor. Su compresibilidad, por largo tiempo puesta en duda, y demostrada de un modo muy evidente por los experimentos de muchos físicos y sobre todo por los de Canton, de M. Perkins y de Œrstedt, es pequeña, pues á una presion igual á la de la atmósfera su volúmen se reduce de 0,00045 á 0,00046.

Densidad. Su densidad varía segun la temperatura á que ha estado expuesta; á ella se refiere siempre la densidad de los demás cuerpos sólidos ó líquidos, en razon á que se la encuentra en todas partes y fácilmente se la puede obtener pura.

Dilatacion. El agua se dilata por el calórico como todos los demás cuerpos sólidos; pero presenta una excepcion notable. Desde 0 hasta + 4,1 se contrae hasta que ha llegado á esta temperatura en que su densidad está en su maximum. Si se la calienta entonces, su volúmen aumenta hasta el término de su ebullicion, y su densidad va disminuyendo.

Ebullicion. Calentada hasta + 100 del termómetro centígrado, el agua pura entra en ebullicion bajo la presion de $0^m,76$ (32 $\frac{1}{2}$ pulgadas) y se reduce enteramente á vapor, un hervor particular que pro-

Digitized by Google

viene de las últimas porciones de agua evaporada que levantan la masa líquida. En el estado de vapor ocupa un volúmen cerca de 1700 veces mayor que el que tiene en estado líquido. En esta espansibilidad del agua reducida á vapor y en la fuerza elástica que puede adquirir á cierta presion se ha establecido el uso que se hace de ella como fuerza motriz en las máquinas de vapor y en las bombas para incendios.

Densidad del vapor de agua. La densidad del vapor de agua es menor que la del aire; es de 0,625 segun un experimento hecho por M. Gay-Lussac. Segun las consideraciones deducidas de la composicion del agua, es de 0,620, número que se aproxima mucho al primero.

Congelacion del agua. Expuesta el agua á la accion del frio, pierde su calórico y se contrae de cada vez mas hasta + 4,1; en este grado empieza á dilatarse hasta 0, punto en que comunmente se solidifica y se trasforma en hielo. En ciertos casos puede bajar su temperatura de 0 sin que se hiele; pero si se llega á agitar la masa, entonces cristaliza y se solidifica de pronto. Por consiguiente la congelacion del agua es una verdadera cristalizacion. El mayor volúmen que toma el agua despues de congelada debe atribuirse á la disposicion de sus cristales. Esta expansion del agua helada es tal que no solo puede romper las vasijas de vidrio que la contienen sino tambien las paredes de las que presenten mas resistencia. Esto es lo que sucederia á un tubo grueso de hierro ó á una bola de cobre llenos de agua y cerrados despues herméticamente. En el momento en que se congelase el agua, la fuerza expansiva del hielo romperia las paredes en muchos puntos.

Por esta propiedad es fácil explicar un gran número de fenómenos que suceden á nuestra vista en los inviernos rigorosos. A estas mismas causas se deben referir los estragos que sufren las raices de ciertos vegetales; pues helándose la savia, rompe las paredes de los vasos que la contenian y esta desorganizacion produce pronto la muerte de la planta.

Digitized by Google

Liquidacion del hielo. El hielo para liquidarse necesita absorber una cantidad de calórico igual á la que ha perdido al solidificarse. La proporcion del calórico que necesita es tal, que diez y seis onzas de hielo exigen todo el calórico libre que existiria en diez y seis onzas de agua á + 75°. Esto se comprueba fácilmente mezclando diez y seis onzas de hielo á 0 con diez y seis onzas de agua á + 75. Despues de la fusion las treinta y dos onzas de agua están á 0. Luego para fundir el hielo y liquidarle ha servido todo el calórico libre que elevaba el agua á + 75. Los físicos han dado el nombre de *calórico latente* ó *combinado* á esta porcion de calórico que absorben los cuerpos para cambiar de estado y que se vuelve insensible al termómetro. De este modo se explica por qué en los deshielos, los hielos tardan tanto en fundirse, y cómo no se eleva su temperatura antes que sea completa su fusion.

Accion disolvente del agua. El agua líquida por su afinidad tiene una accion disolvente particular sobre el aire. A la presencia de este último debe la propiedad que posee de tener un sabor dulce, agradable, de ser mas ligera y de poder servir para conservar la vida á los peces; cuando se la ha privado de él por la ebullicion, es insípida, indigesta, parece pesada al estómago, y es impropia para mantener la vida de los animales acuáticos. Todas las aguas que corren por la superficie de la tierra contienen *cierta cantidad de aire en disolucion*, el cual puede ser separado por la accion del calórico. Esto se consigue fácilmente llenando de agua de rio un matraz grande y adaptándole un tubo de vidrio encorvado tambien lleno de agua, cuyo tubo va á terminar debajo de una campana colocada sobre la cuba hidro-neumática. Calentando poco á poco el agua, el aire se separa y va á parar debajo de la campana. La análisis de este aire por uno de los medios que hemos indicado demuestra que contiene de 31 á 31,9 *por* 100 *de oxígeno*, en lugar de 21 que existe en el aire ordinario; por consiguiente este *aire está*

Digitized by Google

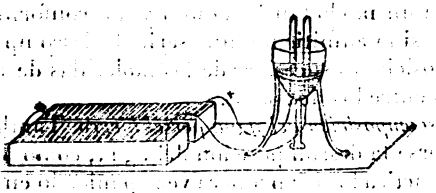
mas oxigenado. Esta diferencia proviene de que el oxígeno es mas soluble en el agua. Se prueba esto directamente poniendo agua que tenga gas azoe en disolucion en una campana llena de gas oxígeno. Una porcion de este último desaloja poco á poco al azoe y se disuelve en el agua. Nos comprueba esto un hecho no menos curioso: si se recogen á parte las primeras porciones de aire que se desprenden del agua por la accion del calor, y se separan las porciones que se obtienen al fin, se observa que la porcion de oxígeno es menos en las primeras que en las últimas.

Por lo que hemos expuesto anteriormente, se ve que puesto el aire en contacto con el agua, no puede disolverse todo, pues cada uno de los elementos (el azoe y el oxígeno) se disuelven en ella segun su afinidad respectiva, y por consiguiente que el aire extraido del agua está mas cargado de oxígeno que el aire ordinario.

Descomposicion del agua por la pila de Volta. Puede hacerse fácilmente la descomposicion del agua por muchos medios. La pila de Volta, que obra con tanta energía sobre los compuestos químicos aislando sus elementos, nos proporciona un medio de los mas curiosos y mas fáciles para descomponerla. Esta accion se funda en el estado eléctrico en que se hallan los cuerpos unidos químicamente, y en las atracciones ó repulsiones que los fluidos diferentes ó de la misma naturaleza ejercen unos sobre otros. Así, luego que se somete un compuesto binario á la accion de una corriente eléctrica un poco fuerte, se polarizan sus moléculas constituyentes, que eran las unas con relacion á las otras electro-positivas ó electro-negativas; las primeras son atraidas por el polo negativo, y las segundas por el polo positivo.

Para descomponer el agua por la pila se usa en los laboratorios el aparato siguiente:

Digitized by Google



Se compone de un embudo de vidrio cuyo fondo está tapado y atravesado por dos tubitos de vidrio huecos, por los cuales pasan dos alambres de platino que están á corta distancia entre sí, y que comunican con las dos extremidades de una pila de cajon. Si se pone en accion la pila despues de haber llenado de agua pura el embudo y haber cubierto los dos alambres con dos campanitas colocadas boca abajo y llenas tambien de líquido, solo se observa una accion lenta y débil; pero si se añade al agua una ó dos gotas de ácido ó un átomo de sal, se aumenta su conductibilidad. Fácilmente se puede establecer las corrientes eléctricas entre los dos alambres y entonces se efectua la descomposicion con tal rapidez, que en poco tiempo las burbujitas de gas que se manifiestan en la parte superior de cada uno de los alambres se reunen en la parte superior de las campanas.

Cuando se ha terminado la operacion, se halla que el gas que está reunido en la campana que cubre el polo negativo es doble en volúmen del que está en la campana del polo positivo. El primero arde al aproximar un cuerpo inflamado y tiene todas las propiedades del gas hidrógeno; el otro vuelve á encender y hace arder vivamente los cuerpos combustibles; este es el gas oxígeno.

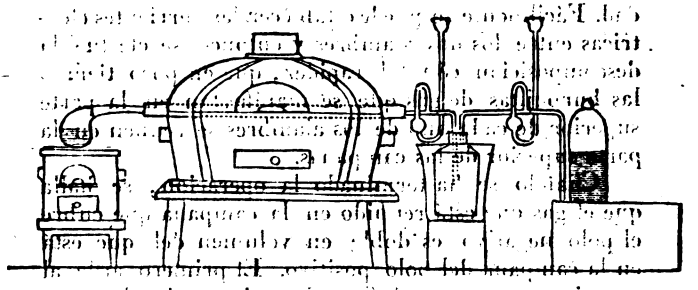
Este experimento, que es el mas á propósito para demostrar la relacion en que están unidos el oxígeno y el hidrógeno para formar agua, es tanto mas notable, cuanto que cada uno de los dos gastes son trasportados separadamente á cada uno de los polos. No puede expli-

Digitized by Google

carse este trasporte, como M. Grotthus lo hizo el primero de un modo tan ingenioso y tan conforme con la verdad, sino admitiendo una serie de descomposiciones y composiciones sucesivas de las moléculas de agua colocadas entre los dos polos.

Descomposicion del agua por el hierro. Tambien puede hacerse la descomposicion del agua, como Lavoisier lo ha practicado por primera vez, poniendo en contacto del agua el hierro al calor rojo. El oxígeno se une con el hierro, y el gas hidrógeno queda libre. Por medio de este experimento tan sencillo se determinó primero la proporcion en peso de los principios constituyentes del agua.

Para hacer este experimento se coloca en un horno largo de reverbero un tubo de porcelana barnizado enteramente, el cual contiene un peso determinado de alambres de hierro bien limpios. A una de las extremidades del tubo de porcelana se adapta, como se ve en la figura,



una retorta pequeña de vidrio que contenga agua destilada, y se hace comunicar la otra por medio de un tubo, con un frasco de dos golletes, al que se rodea de agua fria ó de hielo, y que en el segundo gollete tiene un tubo de bola que termina debajo de una campana graduada llena de agua.

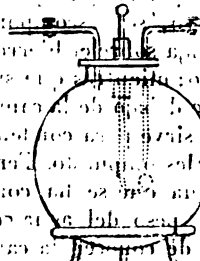
Cuando está dispuesto el aparato, se eleva poco á poco la temperatura del tubo de porcelana hasta el

Digitized by Google

rojo cereza, y entonces se calienta gradualmente la retorta para reducir á vapor el agua que contiene. Esta, al pasar sobre el hierro, se descompone casi enteramente; su oxígeno se fija sobre el hierro y le convierte en deutóxido de hierro; mientras que su hidrógeno en estado de gas se reune debajo de la campana graduada. El frasco intermedio sirve para condensar la porcion de agua que no se ha descompuesto. Terminada la operacion, se pesa el agua que se ha condensado en el frasco y se rebaja del peso del agua con que se hace el experimento, á fin de conocer la cantidad de agua que se ha descompuesto. El aumento del peso del hierro da á conocer la proporcion del oxígeno del agua, y la del hidrógeno se determina por el volúmen del gas recogido.

Recomposicion del agua. La combinacion directa del oxígeno con el hidrógeno puede servir tambien para establecer la composicion del agua. De este modo Lavoisier la determinó por primera vez haciendo quemar grandes cantidades de gas oxígeno y de gas hidrógeno, y recogiendo el agua que se habia formado; pero el aparato de que hizo uso, aunque muy ingenioso, no es susceptible de gran precision.

Aparato para la recomposicion de los elementos del agua. Consiste en dos grandes gazómetros de cobre, de capacidades conocidas, llenos el uno de gas hidrógeno y el otro de gas oxígeno. Entre estos dos gazómetros se halla colocado un gran globo de vidrio (*véase* la figura),



que tiene el cuello cerrado por una virola de cobre y al cual atraviesan los dos tubos *A* y *B* que parten de cada uno de los gazómetros. El tubo que comunica con el gazómetro que contiene hidrógeno se encorva en el globo, baja lentamente cierta distancia y termina en una bola hueca que tiene un agujero muy pequeño. Una varilla metálica, que termina en bola en las dos extremidades, atraviesa la virola entre los dos tubos; está aislada de los cuerpos inmediatos por un tubo de vidrio cubierto de resina, y se encorva en el globo aproximándose á corta distancia de la primera bola.

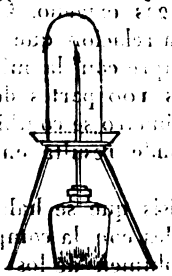
Cuando se quiere hacer el experimento, se hace primero el vacío en el globo atornillándole un tubo flexible que se adapta sobre máquina neumática, despues se le llena de oxígeno, haciendo llegar este gas del gazómetro que le contiene. Dispuesto todo así, se pone en comunicacion la parte superior de la varilla con una máquina eléctrica, de modo que se haga pasar entre las dos bolas que están en el globo una serie de chispas eléctricas; despues se hace entrar poco á poco gas hidrógeno, que se inflama á medida que entra en el globo. Luego que ha empezado la combustion, se la sostiene regulando con cuidado la salida de los dos gases. Satisfaciendo las condiciones necesarias, el experimento sale muy bien y el agua que resulta de esta

Digitized by Google

combustion se condensa en las paredes y cae en el fondo del globo.

Por medio de este aparato se determina fácilmente las cantidades de gas que se han quemado, y se las compara con la proporcion de agua que se ha formado, que se recoge y se puede examinar. De este modo se reconoce cuáles son las proporciones de oxígeno y de hidrógeno que se han combinado. Fourcroy, Vauquelin, Lefebvre-Gineau y Seguin han formado, repitiendo este experimento, hasta cinco hectógramos de agua pura (un poco mas de 17 onzas), excepto una porcion muy pequeña de ácido azóico que se habia formado á expensas de una parte del oxígeno y un poco de azoe que existia en los gases empleados.

Formacion del agua por la combustion del hidrógeno del aire. Se demuestra fácilmente la formacion del agua por la combustion del gas hidrógeno quemando un chorro de este gas al contacto del aire. Se realiza este experimento en las cátedras por medio del aparato siguiente:



se coloca debajo de una campana bien seca un aparato que deja desprender gas hidrógeno por un tubo de vidrio adelgazado en punta por medio de la lámpara. Si, cuando el gas sale puro de la vasija, lo cual sucede siempre que se aguarda bastante tiempo para que sea

desalojado el aire de la vasija, se descuelga, arde tranquilamente con una llama pálida, y se observa que se depositan poco á poco sobre las paredes de la campana unas gotitas de agua que corren por todas partes y caen en la vasija donde se reunen. Pero muy pronto, no pudiendo subsistir la llama se extingue por sí misma cuando se ha absorbido la mayor parte del oxígeno del aire.

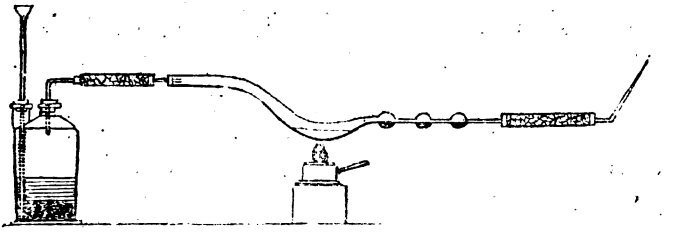
Relacion en que están combinados el oxígeno y el hidrógeno. Es simple la relacion en volúmen en que se combinan el oxígeno y el hidrógeno para formar agua, como lo prueba su descomposicion por la pila. Segun los experimentos directos de MM. Gay-Lussac y Humboldt esta relacion es exactamente de dos volúmenes de hidrógeno por uno de oxígeno. Se asegura que poniendo en un eudiómetro 100 partes de gas hidrógeno y 50 partes de oxígeno, despues de la combustion por la chispa eléctrica, no hay seguramente ningun residuo si los gases son puros, pues se hallaban en las proporciones necesarias para formar agua. Se obtiene un resultado que confirma el primero, inflamando en el mismo eudiómetro 100 partes en volúmen de gas hidrógeno y 100 de gas oxígeno. Como el gas hidrógeno, en cualquiera relacion que se halle con el oxígeno, se une siempre con la mitad de su volúmen de este último, las 100 partes de hidrógeno introducidas en el eudiómetro se combinan con 50 partes de oxígeno, de donde resulta entonces un resto de oxígeno igual á 50.

Como las análisis que se habian hecho del agua estaban poco acordes con la composicion que se podia deducir del volúmen de los dos gases que la forman, y como la determinacion exacta de sus elementos en peso era muy importante para muchas investigaciones, MM. Berzelius y Dulong se reunieron para hacer una nueva análisis de este líquido.

Análisis del agua por MM. Dulong y Berzelius. El aparato que han empleado estos químicos es muy exacto y muy sencillo, y se funda en la formacion del

Digitized by Google

agua desoxigenando el deutóxido de cobre por el hidrógeno; se compone, como se ve en la figura,



1.º de un frasco que deja desprender gas hidrógeno por la accion del agua y del ácido sulfúrico sobre zinc destilado; 2.º de un tubo, que contiene pedazos de potasa y cloruro de calcio, tanto para absorber las materias extrañas que el gas podria llevar consigo, como para desecarle: 3.º de otro tubo unido al primero, encorvado ligeramente en arco, y que comunica con una ó muchas ampollas de vidrio que se rodean de hielo machacado y que se cierra con otro tubo que contenga cloruro de calcio fundido.

Si despues de haber colocado en la encorvadura del tubo una cantidad pesada de deutóxido de cobre perfectamente seco, se hace pasar por él una corriente de gas hidrógeno y se calienta sucesivamente hasta el rojo oscuro esta parte del tubo con la llama de una lámpara de espíritu de vino, se verifica fácilmente la reduccion del óxido de cobre con desprendimiento de luz; el agua que de aquí proviene se condensa casi enteramente en la ampolla en el estado de pureza, y la pequeña cantidad que no se condensa es absorbida por el cloruro de calcio del tubo en que termina el aparato.

Es muy fácil determinar los elementos del agua que se ha formado: para esto basta pesar despues de la operacion la ampolla de vidrio que contenga el agua

Digitized by Google

que se ha condensado, así como el tubo en que termina. La pérdida de peso que experimenta el deutóxido de cobre en este experimento da á conocer la proporcion exacta de oxígeno. Sustraido este del peso del agua formada, da por diferencia la cantidad de hidrógeno que se ha combinado con él.

Por medio de este procedimiento ejecutado con el mayor cuidado, MM. Dulong y Berzelius han establecido, segun el término medio de tres experimentos poco diferentes unos de otros, que el agua está compuesta de

En peso.	Oxíg...	88,99	1 át. de oxíg...	100,000
		ó		
	Hidróg.	11,10	2 át. de hidróg.	12,478
		100,00		

En vol.	Oxíg...	1	88,90	1 át. de oxígeno.
		en peso	ó	
	Hidróg.	2	11,10	2 át. de hidróg

La fórmula de su composicion es H^2O ó $\underline{H}$.

Los números expuestos anteriormente están evidentemente conformes con los que se puede deducir de la relacion en volúmen de los dos gases, es decir, del peso de los dos volúmenes de hidrógeno y de un volúmen de oxígeno.

Compuestos de hidrógeno y oxígeno.—Bióxido de hidrógeno. El agua es el único compuesto natural de oxígeno y de hidrógeno; pero existe otro que ha sido descubierto por M. Thénard en 1818, y el cual contiene doble proporcion de oxígeno ó dos átomos. Por consiguiente, el agua comun debe ser considerada como un protóxido de hidrógeno H^2O^1, y el otro como un deutóxido (H^2O^2). No pudiendo obtenerse directamente este último, hablaremos de él al ha-

Digitized by Google

ver la historia de los cuerpos con los cuales puede formarse.

Usos del agua. Son muy numerosos los usos del agua: se la emplea en los tres estados para la mayor parte de nuestras necesidades. En el estado de hielo sirve no solamente en medicina, sino tambien para componer las bebidas refrigerantes, producir frios artificiales, conservar las carnes alimenticias durante el estío, y preservarlas de la putrefaccion, &c. &c. Reducida al estado de vapor es útil en medicina y en las artes.

Los usos del agua en estado líquido son no menos numerosos: por la accion disolvente que tiene sobre la mayor parte de los cuerpos, hace que se la emplee en un gran número de operaciones químicas; porque la extraccion y separacion de algunos de ellos están fundadas en su solubilidad en el agua. Considerada como bebida y alimento, el agua merece fijar mucho la atencion por los principios extraños que puede contener en disolucion. Comparando entre sí las diferentes aguas de que se hace uso para las necesidades ordinarias de la vida, se puede establecer y distinguir sus cualidades que dependen de las circunstancias locales en que se hallan.

Division de las aguas naturales. Bajo este último aspecto las aguas pueden dividirse en dos clases: 1.º en aguas minerales: 2.º en aguas dulces. Las primeras están cargadas de una gran cantidad de sales de diferente naturaleza, y obran sobre la economía como verdaderos medicamentos; las segundas, mas puras, solo contienen una corta cantidad de sales que no influyen mucho en su sabor. Muchas de estas últimas que son á propósito para la bebida, son las mas empleadas; tales son las aguas de los arroyos, de los rios y de ciertos manantiales.

Agua de mar. El agua de mar que pertenece á la primera clase, está caracterizada por su sabor salado un poco amargo y su olor desagradable; su densidad varía de 1,0269 á 1,0285. Tiene en disolucion diferentes sales cuya cantidad asciende de 3 á 4 por 100

Digitized by Google

del peso del agua, y la sal comun (cloruro de sodio) constituye su mayor parte.

Segun una análisis del Dr. Marcet, 1000 partes de agua de mar contienen:

Cloruro de sodio (ó sal comun).	26,60
Sulfato de sosa.	4,66
Cloruro de calcio.	1,23
Cloruro de magnesio	5,15

Además de estos principios, el agua de mar contiene cortas cantidades de bromuro de magnesio é ioduro de sodio.

Agua de manantial. Las aguas de los manantiales provienen de la filtracion de las aguas de lluvia al través de la tierra, las cuales, despues de haberse reunido en la extremidad de alguna pendiente ó en el fondo de algunas cavidades, salen á la superficie. Generalmente estas aguas son puras cuando no encuentran en el suelo porque atraviesan cuerpos que puedan disolver, y solo tienen en disolucion una corta cantidad de sub-carbonato de cal, de sulfato de cal y vestigios de cloruro de sodio.

Aguas de los arroyos y de los rios. Las aguas de los arroyos resultan de la reunion de las aguas de los manantiales y de lluvia; por consiguiente son tan puras como las precedentes, y contienen mas aire que absorben al correr por la superficie del suelo. Estas dos especies son las que se usan particularmente como bebida y en la mayor parte de nuestras operaciones domésticas.

Agua de pozo. Se da el nombre de agua de pozo á la que se halla reunida á mayor ó menor profundidad en el interior de la tierra, y proviene de la infiltracion lenta del agua que cae de la atmósfera. Estas aguas permanecen mucho tiempo en contacto con las capas de tierra que atraviesan y disuelven mayor cantidad de sales calcáreas que se hallan en los pozos, y de este modo adquieren propiedades que no

Digitized by Google

poseen las demás aguas: entonces son impropias para cocer las legumbres, á las cuales endurecen; por cuya razon se les ha dado el nombre de aguas crudas ó duras. No *pueden disolver el jabon* pues le separan en grumos blancos. Todas estas propiedades provienen de la presencia de cierta cantidad de sulfato de cal, que descompone el jabon. He aquí como puede concebirse esta descomposicion: el jabon, que se forma combinando directamente el aceite con la sosa, es un nuevo compuesto análogo á las sales, es decir un margarato ó un oleato de sosa. Puestas estas sales en contacto con el sulfato de cal, se descomponen, el ácido sulfúrico se une con la sosa del jabon para formar una sal soluble, mientras que la cal se une con los ácidos margárico y oléico del jabon y forma un compuesto (margarato y oleato de cal) insoluble en el agua. Además, cuando se ha puesto en el agua de pozo suficiente cantidad de jabon para descomponer el sulfato de cal, se disuelve en ella como en el agua comun.

Así pues la accion del jabon sobre el agua de los pozos puede servir para distinguirla inmediatamente de otras aguas. El agua de arroyo, mezclada con una disolucion de jabon, se enturbia ligeramente sin formar precipitado aparente, mientras que el agua de los pozos forma inmediatamente con la misma disolucion copos blancos cuajados.

Endurecen las legumbres. Segun M. Braconnot, el endurecimiento de las legumbres cocidas en el agua de los pozos depende de la combinacion del sulfato de cal contenido en el agua con un principio que entra en la composicion del tejido de dichas legumbres.

Digitized by Google

Tabla *que representa la análisis de las aguas del Sena, del Marne, del Ourcq y del Arcueil comparativamente con algunas aguas de los pozos de París y de las inmediaciones de esta ciudad.*

Sustancias contenidas en un litro (dos cuartillos) de agua.	*Agua del Sena mas arriba de la Bièvre.*	*Agua del Marne en el puente de Charenton.*	*Agua del canal del Ourcq.*	*Agua de Arcueil.*	*Agua de los pozos. Boulevart de S. Martin.*	*Agua de los pozo* *Alfort.*	*Vincennes.*
Aire.	lit. 0,024	lit. 0,029	lit. 0,029	lit. 0,025	lit. 0,020	lit. 0,012	lit. 0,011
Gas ácido carbónico.	lit. 0,006	lit. 0,005	lit. 0,024	lit. 0,021	lit. 0,027	lit. 0,025	lit. 0,040
Sulfato de cal.	gr. 0,017	gr. 0,015	gr. 0,017	gr. 0,168	gr. 1,560	gr. 0,410	gr. 1,534
Carbonato de cal.	gr. 0,099	gr. 0,085	gr. 0,198	gr. 0,169	gr. 0,401	gr. 0,120	gr. 0,533
Cloruro de sódio.	0,000	0,000	gram. 0,007	gram. 0,019	0,000	0,000	gram. 0,266
Azoato de magnesia.	gram. 0,012	gram. 0,040	gram. 0,006	gram. 0,006	gram 0,220	gram. 0,320	gram. 0,476
Cloruro de magnesio.							

El agua de los pozos de Grenelle, que proviene de

Digitized by Google

la profundidad de 547 metros (cerca de 1680 pies franceses) contiene por litro segun Payen:

	Gramos.
De carbonato de cal.	0,068
De carbonato de magnesia. . .	0,014
De bicarbonato de potasa. . . .	0,029
De sulfato de potasa.	0,012
De cloruro de potasio.	0,019
De sílice y materia orgánica. . .	0,005
De materia orgánica azoada. . .	0,0025

CAPITULO VI.

DEL HIDRÓGENO.

Nombre antiguo. El gas hidrógeno, designado al principio con el nombre de *gas inflamable*, *aire inflamable*, y conocido solamente por algunas de sus propiedades, fué distinguido de los demás gases por Cavendish, que hizo un exámen particular de sus propiedades. En la época en que se creó la nueva nomenclatura, se le dió el nombre de *gas hidrógeno*; nombre derivado de dos palabras griegas (ὑδωρ y γεννάω) que significan yo *engendro agua*, porque entonces se reconoció que formaba agua combinándose con el oxígeno.

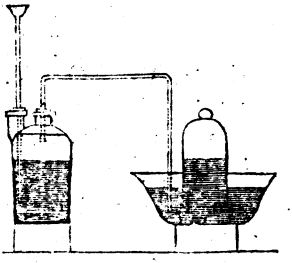
Extraccion. Comunmente se obtiene este gas descomponiendo el agua, poniendo esta en contacto con el hierro á una temperatura roja (*véase* la descomposicion del agua por el hierro) ó tratando por el agua y un ácido á un metal muy ávido de oxígeno.

En los laboratorios se le prepara por este último procedimiento. El hierro y el zinc pueden servir igual-

Digitized by Google

mente para esta operacion; pero como el hierro del comercio contiene siempre pequeñas cantidades de carbono, de azufre y de fósforo que alteran la pureza del gas combinándose en parte con él, se emplea con preferencia el zinc porque suministra gas mas puro.

Procedimiento usado en los laboratorios. Con este objeto se pone en un frasco de dos golletes, de dos cuartillos de capacidad, una capa de zinc en granalla (1) cubierta de tres ó cuatro veces su volúmen de agua. Se adapta á uno de los golletes, véase la figura siguiente,



un tubo recto terminado por arriba en un embudo y adelgazado en punta por su parte inferior que casi toca el fondo del frasco; el otro gollete tiene un tubo encorvado que va á introducirse debajo de una cuba llena de agua. Cuando se ha armado el aparato, se vierte poco á poco ácido sulfúrico por el tubo recto, y resulta inmediatamente una reaccion con desprendimiento de calor y gas hidrógeno. Se dejan perder las

(1) Se obtiene el zinc en granalla haciendo caer desde cierta altura este metal fundido en una vasija llena de agua; cada gota al atravesar el agua se solidifica en pedazos oblongos é irregulares.

Digitized by Google

primeras porciones que se hallan mezcladas con el aire que quedaba en el frasco, y cuando se han desprendido muchos litros se puede considerar como puro al gas que sale, y recogerle en campanas ó en frascos llenos de agua y vueltos boca abajo. Se le conserva en estas vasijas que se tapan bien y que se tienen vueltas boca abajo de modo que se sumerja la abertura debajo de una capa de agua.

Teoría de la operacion. Es fácil concebir la teoría de esta operacion: el zinc que no puede descomponer el agua en frio, es capaz de descomponerla cuando se halla en contacto del ácido sulfúrico; entonces el oxígeno de una parte del agua obra sobre el zinc y le convierte en protóxido que se combina con el ácido sulfúrico para formar sulfato de protóxido de zinc. Esta sal queda disuelta en la porcion de agua no descompuesta, mientras que el hidrógeno que ha quedado en libertad se desprende en estado de gas.

Figura de la reaccion. La figura que va á continuacion representa la reaccion que se verifica en esta operacion.

1 át. de zinc. . . . . .

1 át. de agua { 1 át. de oxígeno. . . . . / 2 át. hidr. se desprenden en estado de gas.

1 át. ácido sulfúrico. . . . . .

1 át. protosulfato de zinc formado.

La afinidad del oxígeno con el zinc y la del óxido de zinc con el ácido sulfúrico determinan á la vez esta reaccion; porque ni el agua ni el ácido sulfúrico desarrollan separadamente hidrógeno cuando se los pone en contacto con zinc á la temperatura ordinaria.

Cuando en los laboratorios se necesitan cortas

Digitized by Google

cantidades de este gas, en lugar del aparato precedente se usa una ampolleta pequeña que tiene en su parte superior un tubo encorvado, dentro de la cual se pone zinc, agua y ácido sulfúrico, y se recoge sobre agua ó sobre mercurio el gas que se desprende.

Propiedades. El hidrógeno es un gas sin color, sin olor cuando está puro, é insípido; es el mas ligero de todos los cuerpos; su densidad comparada con la del aire es segun los experimentos de M. Berzelius y Dulong de 0,0688; lo cual establece que bajo el mismo volúmen el aire pesa catorce veces y media mas que el gas hidrógeno. Muchos experimentos demuestran palpablemente su excesiva ligereza: si se llena una campana de hidrógeno y se la mantiene con la abertura inclinada hácia el suelo, el gas no puede escaparse; pero si se la vuelve, al cabo de unos instantes habrá salido todo el hidrógeno y se hallará reemplazado por el aire. Esta diferencia de peso permite trasegar el hidrógeno de la vasija que le contiene á otra llena de aire. Para hacer este experimento se toman dos campanas iguales, la una llena de hidrógeno y la otra de aire. Si teniendo su abertura vuelta hácia abajo, se inclina el orificio de la que contiene hidrógeno bajo la abertura de la que contiene aire, se desalojan recíprocamente en virtud de su densidad respectiva, y cuando se hayan juntado las dos aberturas de las campanas se hallará que el gas ha pasado de una campana á otra. Será fácil comprobar esto por medio de una bugía encendida que inflamará el gas hidrógeno de la campana superior.

Este gas es impropio para la respiracion, porque los animales que se ven obligados á respirarle mueren muy pronto asfixiados. Tampoco puede servir para la combustion, porque las sustancias inflamadas se apagan inmediatamente que se las sumerge en él. Se puede probar esto introduciendo una bugía encendida en una campana de hidrógeno, cuya abertura está inclinada hácia abajo para impedir que se escape el gas. Luego que la llama de la bugía ha penetrado

Digitized by Google

en el interior de la campana, se apaga despues de haber inflamado la capa de gas que se halla en contacto con el aire atmosférico; pero se vuelve á encender al retirarla cuando atraviesa la parte del gas inflamado.

El peso del átomo de hidrógeno deducido ya de la densidad de este gas comparado con la del oxígeno, ya de la análisis del agua, es segun M. Berzelius de=6,2398.

Los diferentes agentes físicos no egercen accion alguna sobre el gas hidrógeno. El oxígeno á la temperatura ordinaria se mezcla con este gas sin combinarse con él; pero si se expone la mezcla de estos dos fluidos á una compresion fuerte y repentina en el cuerpo de una bomba, se combinan de pronto. El calor que se desprende en esta circunstancia es tan grande que el agua que se ha formado, la cual se encuentra en estado de vapor, egerce una presion tan considerable sobre las paredes del cuerpo de bomba que se rompen con frecuencia.

Combinacion del hidrógeno con el oxígeno. El hidrógeno no puede combinarse con el oxígeno sino á una temperatura inmediata al calor rojo ó por la electricidad; esta combinacion se verifica siempre en la relacion de dos volúmenes de hidrógeno por un volúmen de oxígeno.

Se comprueba este resultado en el eudiómetro de agua y de mercurio, como hemos dicho al hablar de la análisis del agua; en el momento en que se unen estos gases, hay desprendimiento de calórico y de luz, y el agua que se forma se halla en estado de vapor por la alta temperatura que acompaña á su formacion. La sacudida que se experimenta al quemarse en el eudiómetro la mezcla de oxígeno y de hidrógeno debe atribuirse á la evaporacion del agua que se forma en el experimento y á su condensacion repentina.

Mezcla de hidrógeno y oxígeno que produce detonacion. Si en lugar de inflamar la mezcla de estos dos gases en un eudiómetro, se la pone en contacto con un cuerpo

Digitized by Google

inflamado, por ejemplo una bujía, y se la encierra en una vasija de abertura estrecha, como un frasco de vidrio, en el instante se combinan los dos gases produciendo una fuerte explosion. La fuerza expansiva del vapor del agua reacciona repentinamente sobre las capas de aire que encuentra, de donde resulta un ruido comparable con el de la descarga de una arma de fuego.

Debe hacerse este experimento con mucha precaucion, pues se concibe cuán expuesto es que se llegue á romper el frasco. Es necesario hacer uso de un frasco esmerilado (á causa del grosor de sus paredes) que tenga la tercera parte de un litro de capacidad (cerca de seis copas). Se le llena primero de agua en la cuba hidroneumática, se hace pasar á su interior bastante cantidad de hidrógeno para llenar las dos terceras partes y en seguida se le acaba de llenar de oxígeno. Entonces se le cierra con su tapon debajo del agua y se agita para mezclar bien los dos gases. Cuando se quiere inflamar la mezcla se rodea el frasco de una servilleta doblada muchas veces, dejando el cuello descubierto, y despues de haberla destapado se aproxima inmediatamente la llama de una bujía. Los dos gases se combinan de pronto produciendo una detonacion violenta. En virtud de esta propiedad se ha dado á esta mezcla el nombre de *mezcla detonante* ó *aire detonante.*

Es aun mas fuerte la explosion cuando la detonacion se verifica en un mortero de hierro ó de cobre. Se ejecuta esto sin peligro poniendo agua de jabon en el fondo del mortero, y haciendo pasar al través de esta una cierta cantidad de la mezcla gaseosa introducida en una vejiga provista de un tubo adelgazado. Cuando el mortero está casi lleno de burbujas, se le aproxima una bujía inflamada que esté atada al extremo de una varilla y en el instante hay una detonacion violenta.

Pompas de jabon llenas de mezcla detonante. Se hace aun mas curioso este experimento inflando pompas

Digitized by Google

de agua de jabon que esten llenas de esta mezcla. Cada globo se eleva rápidamente en el aire como un globito, y si se le hace romper al subir aproximando la llama de una bujía, hay combustion repentina de los gases con detonacion.

Si se comprime de pronto una porcion de esta mezcla detonante en una bomba comprimente, se desprende tanto calor que se inflama el gas y arde con una detonacion tan fuerte que se rompe la vasija. La temperatura producida en el momento de la combustion de estos dos gases mezclados y comprimidos con precaucion, es la mas elevada que puede obtenerse artificialmente. Los cuerpos que son refractarios al fuego ordinario de las forjas entran en fusion, y se volatilizan cuando se los coloca en el foco de la llama de estos gases que salen por un tubo delgado, estrecho, que en su interior tiene unas láminas redondas de tejido metálico muy fino para evitar cualquier peligro.

Uso del hidrógeno como medio eudiométrico. La afinidad recíproca de los gases oxígeno é hidrógeno, la relacion simple y constante en que se combinan para formar agua, hace que en los laboratorios se los emplee para reconocer y valuar recíprocamente su presencia en las mezclas gaseosas y en sus compuestos. Así se calcula rigurosamente la proporcion de oxígeno que contiene un gas cualquiera, por la absorcion que se observa haciéndole detonar en un eudiómetro con un exceso de gas hidrógeno puro; del mismo modo se mide la cantidad de hidrógeno que se quiere valuar por la porcion de oxígeno que ha sido absorbido. En el primer caso el oxígeno forma la tercera parte del volúmen del gas que ha desaparecido; en el segundo el hidrógeno forma las dos terceras partes.

Usos del gas hidrógeno en las artes. Fundándose en la mayor ligereza del hidrógeno respecto al aire se usa este gas en las artes para llenar los globos aereostáticos; el procedimiento que se usa para obtenerle en grande, aunque se funda en el principio que hemos

Digitized by Google

desarrollado anteriormente, se diferencia de él en que se emplea el hierro en lugar del zinc.

El aparato que produce el gas se compone de muchos toneles colocados en círculo, los cuales comunican por medio de tubos de plomo con un tonel vuelto boca abajo en una cuba llena en parte de una leche de cal; este último tonel hace oficio de campana ó de depósito, de donde el gas sale para introducirse en el globo hecho de tafetan barnizado. Se carga cada tonel de cierta cantidad de recortaduras de palastro ó de hierro viejo, y se vierte en cada uno de ellos por un tubo recto de plomo ácido sulfúrico del comercio; el gas hidrógeno que se desarrolla en esta reaccion se introduce en el globo por medio de un tubo de cuero sólidamente atado al orificio situado en su base.

Estado natural. El hidrógeno jamás se encuentra en estado de libertad, pues siempre está unido con otros cuerpos; combinado con el oxígeno forma el agua, que como hemos visto anteriormente es muy abundante en la naturaleza; asociado con el carbono y con el oxígeno constituye tambien uno de los elementos de las materias vegetales y animales.

CAPITULO VII.

DEL CARBONO.

SU ESTADO NATURAL. SUS PROPIEDADES. SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO Y EL HIDRÓGENO.

Estado natural. El carbono es un cuerpo muy esparcido en la naturaleza, que rara vez se encuentra puro, y en este estado presenta un contraste singular por la mayor parte de sus propiedades fisicas, con el que se

Digitized by Google

obtiene por procedimientos artificiales. Como es uno de los principios constituyentes de las sustancias orgánicas, se le extrae por la descomposicion de ellas al fuego y principalmente de las del reino vegetal; pero entonces no es puro, pues está siempre mezclado con las sales de estos vegetales, y contiene además cierta cantidad de hidrógeno. A este producto se da el nombre vulgar de *carbon*. Por lo que precede se ve qué significacion debe darse á está palabra.

Solo en una circunstancia se extrae carbono en su mayor estado de pureza, y es cuando se quema al contacto del aire materias resinosas ó aceitosas que tienen mucho carbono; el humo que resulta de esta combustion imperfecta deja precipitar un hollin negro muy ligero, que se conoce con el nombre de *negro de humo*. Sometido á una nueva calcinacion en vasijas tapadas, para privarle de un aceite que aun contiene, se puede entonces considerar al negro de humo así preparado como carbono puro.

Antracita y hulla. El carbono que se encuentra ya formado en el seno de la tierra presenta variedades muy notables; unas veces es negro, reluciente, compacto, quebradizo y sin forma regular, en cuyo estado, que se aproxima mucho á la hornaguera, los mineralogistas le designan bajo el nombre de *antracita*. Jamás está puro y contiene algunas centésimas partes de óxido metálico; otra variedad de carbon mineral no menos notable por sus propiedades y por el uso que se hace de ella en las artes, es la sustancia que se conoce impropiamente con el nombre de *mina de plomo* ó grafito de los mineralogistas, y que se emplea para preparar el lápiz. Esta sustancia, considerada por largo tiempo como una combinacion de carbono con 0,05 de hierro, constituye en la actualidad una variedad de carbono mezclado accidentalmente con vestigios de hierro y de persulfuro de hierro; impregnado comunmente de materias bituminosas y de diferentes sustancias minerales, el carbono forma en el interior de la tierra masas considerables que se hallan coloca-

Digitized by Google

das en capas á mayor ó menor profundidad, y se le conoce entonces con el nombre de *carbon de piedra*, *hulla* ú *hornaguera*.

Diamante ó *carbono puro*. El carbono rara vez se encuentra puro sino está cristalizado; en este último estado constituye el *diamante*, que se presenta unas veces sin color y otras es de color vario, y es tan duro que raya todos los demás cuerpos. Por mucho tiempo se desconoció la naturaleza de este producto mineral, cuyo aspecto físico y demás propiedades tendian á alejar toda idea de comparacion con las sustancias precedentes; pero Newton entrevió su naturaleza en la época en que este célebre físico, al examinar la potencia refringente de los cuerpos trasparentes, concluyó de la proximidad entre el poder refringente de las materias aceitosas inflamables con las del diamante, que este último contenia probablemente una materia combustible.

Combustion del diamante. Lo que el genio de Newton habia leido en cierto modo en los resultados de la refraccion, la experiencia ha confirmado despues. Hácia fin del siglo XVII se ejecutó por primera vez en Florencia la combustion del diamante sometiéndole al contacto del aire en el foco de una lente fuerte, y se repitió este experimento exponiéndole solamente á un fuego violento y sostenido largo tiempo; entonces se le vió arder sin dejar residuo con una ligera llama que formaba al rededor de él una especie de auréola. Aun cuando se demostrase la combustibilidad del diamante, faltaba determinar su composicion, lo cual ejecutó Lavoissier quemando cierta cantidad de él por medio del gas oxígeno en una vasija tapada; reconoció que el producto de esta combustion era idéntico al que se obtiene por la combustion del carbon, es decir, que se habia formado ácido carbónico.

Este experimento, que sirvió de guia para conocer la naturaleza del diamante, fué confirmado despues, y las nuevas investigaciones que hicieron MM. Smith,

Digitized by Google

Tennant, Guyton de Morveau, Allen, Pepys, Davy &c. acabaron de probar que el diamante no era mas que carbono puro, y que quemándole daba gas ácido carbónico, cuyo peso era igual al del diamante y del oxígeno que habia sido absorbido.

Propiedades fisicas del carbono. Segun lo que acabamos de exponer sobre los diferentes estados del carbono, se ve cuán diferentes son sus propiedades fisicas; generalmente es sólido, sin olor é insípido, infusible al fuego mas violento é insoluble en el agua; pueden variar los demás caractéres, como su color, su densidad y su dureza.

El carbono, tal cual se extrae de las sustancias orgánicas, es negro, brillante ú opaco, mas ó menos quebradizo; además de algunas de las propiedades fisicas que hemos enumerado, goza de todas las demás propiedades químicas que caracterizan este cuerpo combustible.

Absorcion de los gases por el carbon extraido de los vegetales. Puesto en contacto con los gases simples ó compuestos, los diferentes carbones gozan, como Fontana lo ha probado el primero, de la propiedad de absorberlos en mayor ó menor cantidad. Esta propiedad que poseen muchos cuerpos porosos, como lo ha probado M. Teodoro de Saussure, está mas desarrollada en los carbones que en todas las demás sustancias; tienen influencia sobre ella la temperatura, la naturaleza del gas, la del cuerpo absorbente, el número de los poros y su diámetro, la densidad de los carbones, y por último el vacío de los poros en que se efectua la condensacion.

Puede demostrarse directamente esta absorcion, que se efectua siempre con un débil desprendimiento de calórico, haciendo pasar debajo de una campana llena de mercurio un pedazo de carbon privado de aire y humedad, ya por haberle expuesto debajo del recipiente de la máquina neumática ó por haberle calcinado; inmediatamente que se introduce el gas en la campana

Digitized by Google

es absorbido con mas ó menos velocidad, y enteramente si hay un exceso de carbon.

M. Teodoro de Saussure que ha observado que el carbon de boj gozaba en mas alto grado de esta propiedad absorbente, ha evaluado en qué proporciones absorbia los diferentes gases.

Segun este sabio físico un volúmen de carbon de boj condensa:

90	volúmenes	de gas amoniaco.
85	id.	de gas clorhídrico.
65	id.	de gas ácido sulfuroso.
55	id.	de gas sulfhídrico.
35	id.	de gas ácido carbónico.
9,42	id.	de gas óxido de carbono.
9,25	id.	de gas oxígeno.
7,50	id.	de gas azoe.
1,75	id.	de gas hidrógeno.

Todos estos gases á excepcion del oxígeno se desprenden por el calor sin haber experimentado alteracion alguna. El oxígeno en razon de su afinidad con el carbono se combina poco á poco con una parte de este y le trasforma parcialmente en gas ácido carbónico. El carbon impregnado de gas sulfhídrico presenta una propiedad notable, y es que cuando se le expone al aire ó á la accion del gas oxígeno se calienta á consecuencia de la combustion de una parte del hidrógeno.

Absorcion de las materias olorosas y colorantes. Segun las observaciones de MM. Lowistz y Figuier los carbones orgánicos tienen una propiedad particular é importante, y es la de absorber el olor, el color y el gusto de diversas sustancias. En razon de esta propiedad se los emplea para purificar las aguas que se han corrompido por la presencia de las materias animales en putrefaccion, pues basta filtrarlas al través de una capa de carbon vegetal para que vuelvan á adquirir sus cualidades ordinarias. En este principio está fundado en la actualidad la clarificacion de las aguas destinadas á los

Digitized by Google

usos domésticos en las grandes ciudades. Segun Berthollet el uso de toneles cubiertos interiormente de carbon impide la corrupcion del agua que contienen, y permiten conservarla mucho tiempo sin que se alteren sus propiedades, medio muy precioso para el acopio de aguas dulces en los grandes viajes por mar.

Propiedad de quitar el color que tienen los carbones. No todos los carbones gozan en el mismo grado de la propiedad de quitar el color; pues esta proviene siempre de la combinacion de la materia colorante con el carbono. El estado particular de division en que este cuerpo combustible se halla en los diferentes carbones, influye considerablemente sobre su accion. Así es que el carbon vegetal goza de esta propiedad en menor grado que el carbon animal, y aun se hallan diferencias en las diversas variedades de este. Es superior á todos los demás el carbon obtenido por la calcinacion de los huesos.

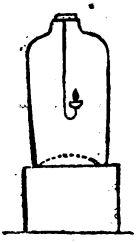
Se comprueba fácilmente esta propiedad echando una corta cantidad de carbon de los huesos en vino ó vinagre tintos. Si despues de haber agitado bien estos dos líquidos con el carbon se los filtra, salen tan claros como el agua. Esta observacion ha llegado á ser el objeto de una aplicacion importante en las artes para refinar los jarabes, el azúcar, para la clarificacion de los aceites y para otras operaciones manufactureras.

En su accion descolorante los carbones absorben las materias colorantes que están disueltas en los líquidos y forman con ellas combinaciones insolubles. Por medio de un disolvente conveniente se las puede separar despues del carbon sin que sus propiedades hayan sufrido alteracion alguna. Puede demostrarse este principio quitando el color por una pequeña cantidad de carbon animal á una disolucion acuosa de palo del Brasil y recogiendo el carbon sobre un filtro de papel cuando se hace pasar al través de este carbon agua cargada de una corta cantidad de potasa, se quita al carbon la materia colorante y el líquido que sale tiene un color rojo mas ó menos subido.

Digitized by Google

Combinaciones del carbono con el oxígeno. El carbono forma con el oxígeno tres compuestos; dos son gaseosos á la temperatura ordinaria y uno es sólido. El cuerpo gaseoso mas oxigenado se llama *ácido carbónico* en razon de sus propiedades; el que le sigue despues, por la relacion de sus elementos, es un ácido orgánico que ha sido descubierto primero en las hojas de la acederilla y que por esta razon se le ha dado el nombre de *ácido oxálico*; en cuanto al tercer compuesto que se forma en cierto número de reacciones químicas, se le ha denominado *óxido de carbono.*

Se puede obtener directamente el gas ácido carbónico ó extraerle de sus compuestos naturales; calentando carbono en gas oxígeno, arde enteramente si está puro y se trasforma en gas ácido carbónico; pero si el carbono está impuro, como lo es el carbon ordinario, deja una corta cantidad de ceniza. En los laboratorios se realiza esta combustion en el aparato siguiente:

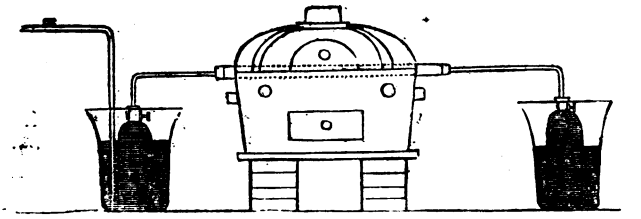


se coloca sobre una copita de yeso, sostenida por un alambre de hierro, un pedacito de carbon seco cortado en figura de cono que se enciende por su punta. Si se introduce todo en un frasco lleno de gas oxígeno, el carbon arde inmediatamente con mucha rapidez, se convierte en gas, y en poco tiempo se consume enteramente si es suficiente la cantidad de oxígeno. Despues de esta combustion se halla que el producto enrojece la tintura de girasol y precipita del agua de cal gran

Digitized by Google

número de copos blancos, caracteres distintivos del gas ácido carbónico.

El carbono quemado en el gas oxígeno da un volúmen de gas ácido carbónico igual al del oxígeno que ha sido absorbido. Se puede comprobar este resultado en el aparato siguiente:



se pone en un tubo de porcelana cierta cantidad de negro de humo bien calcinado, y se establece una comunicacion entre este tubo y dos campanas graduadas, la una llena de mercurio y la otra de gas oxígeno. Cuando el tubo de porcelana está enrojecido, se hace circular por dentro de él el gas de una campana á otra; se quema el carbon y el volúmen del gas despues de la combustion es precisamente igual al que habia de oxígeno. Entonces se halla el gas ácido carbónico que se ha formado y el exceso del oxígeno empleado. Absorbiendo el primero por el agua de cal ó por una disolucion de potasa, se obtiene por residuo el exceso de oxígeno, cuyo volúmen unido al del gas ácido carbónico que se ha valuado tambien, representa el volúmen primitivo del oxígeno.

Extraccion del ácido carbónico del mármol. En los laboratorios se sigue otro procedimiento para obtener el ácido carbónico: se le extrae del mármol blanco, que es un compuesto natural de ácido carbónico y de cal. Puede egecutarse esta operacion de dos modos diferentes: 1.°, calcinando hasta el rojo blanco el mármol machacado, en un aparato semejante al que hemos descrito para extraer el gas oxígeno del peróxido

Digitized by Google

de manganeso: 2.º descomponiendo esta sal por el ácido clorhídrico. En el primer caso se verifica la descomposicion solo por la accion del calor que aleja las moléculas del ácido carbónico de las moléculas de cal y las pone fuera de su esfera de atraccion; en el segundo resulta de la mayor atraccion del ácido clorhídrico que obrando sobre la cal deja en libertad al gas ácido carbónico. El aparato que se usa para conseguir este resultado consiste en un frasco de dos golletes, á uno de los cuales se adapta un tubo encorvado y al otro un tubo recto estirado á la lámpara que termina en un embudo. En el fondo del frasco se ponen pedazos de mármol que se cubren con tres ó cuatro veces su volúmen de agua; y despues de haber dispuesto el frasco de modo que el tubo se introduzca debajo de la tabla de la cuba de agua, se vierte poco á poco ácido clorhídrico. Inmediatamente se descompone el carbonato de cal, y de esta reaccion resulta agua y cloruro de calcio que queda disuelto en el agua, mientras que el ácido carbónico que ha quedado en libertad se desprende en estado de gas. Cuando se ha desalojado todo el aire del aparato, se recibe el gas en frascos llenos de agua que se tapan despues á fin de oponerse á la disolucion del gas.

Reaccion atomística. Figura que representa la reaccion producida durante la descomposicion:

1 át. de carb. de cal. { 1 át. ác. carbónico.
1 át. cal. { Cal. 1. . . . . .
Oxíg. 1. . . . . agua
2 át. ác. clorhídrico { Hidrógeno. 2. . . . .
Cloro. . . . . 2 . . . . . .
1 át. cloruro de calcio.

Digitized by Google

Propiedades. El ácido carbónico es un gas sin color, de olor ligeramente picante y de sabor un poco agrio; su densidad segun MM. Berzelius y Dulong es de 1,5245; segun los nuevos experimentos de MM. Dumas y Boussingault sería de 1,5275.

Este gas tiene la propiedad de enrojecer la tintura de girasol, de apagar los cuerpos en combustion y de precipitar el agua de cal en copos blancos. Es igualmente impropio para la respiracion, porque asfixia inmediatamente á los animales que se sumergen en él. Como este gas es vez y media mas pesado que el aire atmosférico, se concibe la posibilidad de trasegarle de un frasco á otro como si fuese un líquido. Puede hacerse esto tomando dos probetas, la una llena de aire y la otra de gas ácido carbónico; inclinando poco á poco el orificio de esta sobre el orificio de la otra, se deja caer fácilmente el gas en la probeta que contiene aire, y se puede reconocer con facilidad su presencia por medio de una bujía encendida, que se apagará en la probeta que antes contenia aire, y continuará ardiendo en la que contenia primero gas ácido carbónico.

Accion del calórico y de la electricidad. El calor mas elevado no hace experimentar ninguna alteracion á este gas; pero no sucede lo mismo con la electricidad, que al cabo de cierto tiempo produce una descomposicion parcial y trasforma solo una parte en gas oxígeno y en gas óxido de carbono.

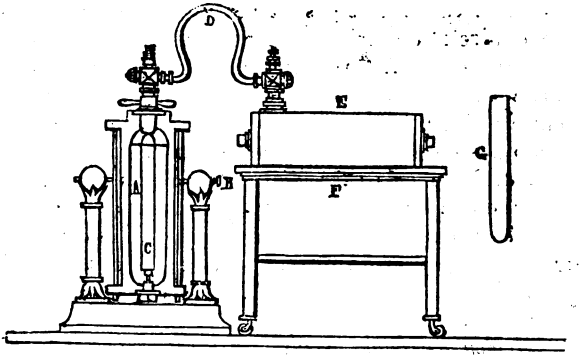
Liquidacion del gas ácido carbónico. Expuesto á una presion fuerte y á un frio de — 20°, el gas ácido carbónico se liquida y conserva esta liquidez aun á las temperaturas mas bajas que se ha podido producir.

Se obtiene la liquidacion de este gas, observada por primera vez por M. Faraday, colocando en un tubo de vidrio sinuoso un poco grueso y tapado en sus dos extremos, en un lado carbonato de amoniaco y ácido sulfúrico concentrado, y sumergiendo el otro extremo en una mezcla refrigerante de hielo machacado y sal. La presion que experimenta el gas des-

Digitized by Google

prendido en el interior del tubo y el descenso de temperatura producido en la extremidad que está enfriada bastan para verificar esta condensacion. Esta operacion exige muchas precauciones, porque los tubos se rompen muchas veces con detonacion.

M. Thilorier ha conseguido liquidarle por medio de una compresion fuerte en un aparato de hierro inventado por él. Este aparato, sencillo, como le demuestra la figura adjunta,



se compone de un cilindro de hierro colado de 0,487 milímetros de altura, de 0,271 milímetros de ancho y de 0,054 milímetros de grueso reforzado exteriormente por tiras de hierro colado. Se le suspende por su parte media sobre su eje B, y dentro de él se coloca bicarbonato de sosa que se reune en la parte inferior por medio de un palito, para que esté apretado y obre poco á poco el ácido sulfúrico. Introducido el bicarbonato de sosa, se echa el ácido sulfúrico concentrado en el tubo de cobre C y G, cerrado por uno de sus extremos, que se coloca verticalmente en medio del bicarbonato de sosa pulverizado. Entonces se cierra el aparato por medio de una tapa que se atornilla, y que tiene en su parte superior una llave de cobre que sirve para dejar salir el gas segun sea necesario. Estando el cilindro suspendido sobre su eje, se le hace

Digitized by Google

oscilar de modo que esparciendose el ácido sulfúrico sobre la sal, la descompone y desaloja el gas ácido carbónico que se comprime. Bajo la presion de cerca de 100 atmósferas, que este gas experimenta en el aparato tapado herméticamente, se liquida ya en la vasija de donde se ha desprendido ó en un recipiente horizontal de hierro colado E F, adonde llega por el tubo D.

Este experimento es peligroso, pues el jóven y desgraciado Hervy, preparador del curso de química en la escuela de farmacia, pereció el dia 3 de Enero de 1841, al ejecutar esta operacion para una leccion de química. Su muerte ocurrió á resultas de la explosion de un aparato semejante, el cual ya habia servido muchas veces.

Propiedades del ácido carbónico liquidado. El ácido carbónico liquidado es un fluido sin color, cuya densidad segun M. Thilorier es de 0,838 á la temperatura de 0°; en este estado la tension de su vapor es de 36 atmósferas. Es mas dilatable que los mismos gases, porque pasando de 0 á +30, su volúmen aumenta de 20 á 29 ó $\frac{116}{267}$, mientras que al dilatarse el aire á la misma temperatura solo aumenta $\frac{30}{267}$. El ácido carbónico liquidado es insoluble en el agua sobre la que sobrenada como si fuese un aceite esencial, se disuelve en el alcohol, en el éter, en el aceite de nafta y en la esencia de trementina. Su fuerza elástica es tan fuerte en este estado líquido, que segun M. Thilorier una grama (veinte granos) de este ácido produce una explosion tan fuerte como el mismo peso de pólvora de cañon. Expuesto al aire se evapora tan pronto que la bola del termómetro de alcohol indica un frio de — 90°. Puesto en contacto con el potasio se descompone en frio.

Solidificacion del ácido carbónico. La solidificacion del ácido carbónico, observada la primera vez en 1835

Digitized by Google

por Thilorier, resulta del paso repentino del ácido del estado líquido al estado gaseoso, lo cual se consigue dirigiendo un chorro de ácido liquidado á una ampolleta de vidrio ó á una cápsula. A poco tiempo se vé que se deposita sobre las paredes una materia pulverulenta, coposa como nieve, que se puede reunir en una sola masa. El ácido carbónico solidificado de este modo á la temperatura de cerca de —100°, se conserva en este estado al aire libre sin que haya necesidad de comprimirle. Cuando se toca un pedazo con la punta de un dedo, se desliza este rápidamente sobre su superficie pulimentada como si estuviese sostenida por la atmósfera gaseosa que sin cesar le rodea hasta que se evapora enteramente el ácido. Algunos granos de este ácido solidificado, encerrados en un frasco tapado herméticamente, le llenan muy pronto de un vapor espeso y no tarda en saltar el tapon con violencia y explosion. Poniendo mercurio líquido en contacto con este ácido concreto, se congela inmediatamente.

Accion del hidrógeno y del carbono. Entre los cuerpos combustibles simples no metálicos solo el hidrógeno y el carbono pueden descomponer el gas ácido carbónico á un calor rojo, el primero se apodera de una parte de su oxígeno para formar agua, y le hace pasar al estado de gas óxido de carbono; el segundo se apodera de la mitad del oxígeno del gas ácido carbónico, y le reduce al estado de gas óxido de carbono pasando él mismo á este estado.

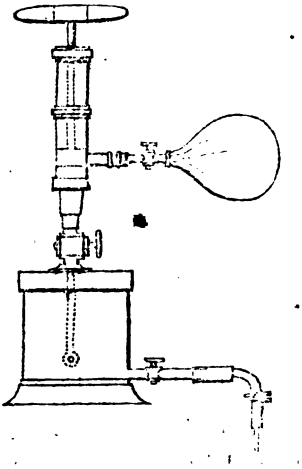
Se comprueba esta última propiedad colocando en un tubo de porcelana pedazos de carbon calcinado y adaptando á los dos extremos dos vejigas con llave: la una vacía y otra llena de gas ácido carbónico. Si cuando el tubo está calentado hasta el rojo, se hace pasar en diferentes veces el gas de una vejiga á otra, comprimiéndolas alternativamente con las manos, se halla despues de la operacion que el volúmen del gas óxido de carbono que se ha formado es doble que el del gas ácido carbónico.

Accion del agua. El agua á la temperatura y á la

Digitized by Google

presion ordinarias disuelve casi su volúmen de gas ácido carbónico. Se demuestra esto llenando un frasco de este gas, y vertiendo en él cierta cantidad de agua, tapándole y meneándole. Si despues se destapa el frasco debajo del agua, se eleva en su interior una porcion de este líquido para llenar el vacío que ha resultado de la disolucion de una parte del gas. Bajo una presion mas fuerte y á la misma temperatura el agua puede disolver hasta cinco ó seis veces su volúmen de gas ácido carbónico; lo cual no puede conseguirse sino por medio de una bomba comprimente.

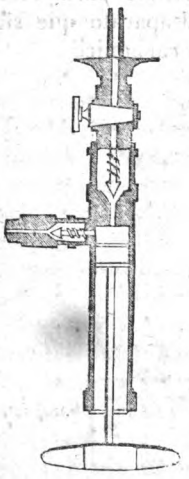
Bomba comprimente para saturar el agua de gas ácido carbónico. El aparato que sirve para saturar el agua de gas ácido carbónico



consiste, segun se ve en la figura, en un depósito cilíndrico de laton de 12 á 16 cuartillos de capacidad, en el cual se pone el agua que se quiere saturar. Este depósito tiene en su parte superior un cuerpo de bomba que contiene un émbolo que se mueve tirando de abajo á arriba por medio de una varilla terminada su-

Digitized by Google

periormente por dos empuñaduras. Una válvula cónica colocada en la parte inferior del cuerpo de bomba cierra su abertura, y está sostenida por medio de un alambre espiral de laton que hace oficio de resorte. El tubo cilíndrico horizontal que está en relacion con el cuerpo de bomba, está tapado por una válvula cónica semejante á la primera que se abre de fuera á adentro; en su extremo se atornilla una vejiga llena de gas. En la figura siguiente se ve en mayores dimensiones la disposicion de estas válvulas:



Cuando se ha preparado el aparato y se levanta el émbolo, la válvula inferior permanece cerrada y la del tubo lateral se abre y permite que el gas contenido en la vejiga entre en el cuerpo de bomba; pero si se hace bajar el émbolo, se cierra esta última válvula por la elasticidad del gas que se comprime, mientras que la primera se abre por la misma causa y deja penetrar el gas por un tubo cilíndrico de plomo que baja hasta la parte inferior del depósito. Luego que ha

Digitized by Google

llegado á esta parte del tubo, el gas comprimido por las nuevas porciones que se ven obligadas á entrar, sale por los agujeros practicados en la bola en que termina este tubo y se disuelve pasando al través del agua. Luego que está vacía la vejiga, se atornilla otra llena de gas y se hace jugar el émbolo de abajo á arriba. Con este aparato se puede disolver en el agua de cinco á seis veces su volúmen de gas ácido carbónico. Luego que se ha saturado el agua, se la trasiega por medio de una llave situada en la parte inferior del depósito. Esta llave se ajusta á un pico cónico encorvado que puede entrar muy ajustado en el gollete de las botellas por medio de un tapon de corcho agujereado. Este caño está rodeado de un tubo doble de cobre, agujereado para dejar salir el aire de la botella. Cuando está llena, el agujero queda cerrado por la elasticidad de una laminita de cobre cubierta de un pedazo de piel, la cual se abre por la tension del aire comprimido para darle salida. Por medio de este mecanismo el agua retiene mayor cantidad de gas ácido carbónico.

Llenas las botellas, se las tapa al punto con un tapon de corcho preparado antes, que se sujeta despues con alambre, y se las embrea.

En la actualidad se preparan las aguas minerales gaseosas artificiales por medio de este aparatito ú otros construidos bajo el mismo principio.

Agua saturada de gas ácido carbónico. El agua saturada de gas ácido carbónico presenta las propiedades siguientes: no tiene color, expuesta al aire deja desprender la mayor parte del gas que contiene produciendo una ligera efervescencia; su olor es picante y su sabor agrillo; puesta en contacto con la tintura de girasol, la enrojece inmediatamente; vertida el agua de cal en la de ácido carbónico produce un precipitado blanco, coposo, soluble en un esceso de una disolucion de ácido carbónico.

La afinidad del gas ácido carbónico con el agua es tan débil que se desprende todo el gas cuando se co-

Digitized by Google

loca parte de su disolucion debajo del recipiente de una máquina neumática, ó cuando se la expone á la accion del calor. Fundándose en esta última propiedad se determina la cantidad de gas ácido carbónico libre que existe en ciertas aguas minerales.

Composicion del gas ácido carbónico. La composicion del gas ácido carbónico se deduce fácilmente de su propia densidad y de la del gas oxígeno, supuesto que contiene exactamente un volúmen de oxígeno igual al suyo; por consiguiente, rebajando de 1,5245, densidad del gas ácido carbónico, 1,1026, densidad del gas oxígeno, se tiene 0,4219 para el peso del carbono unido con el oxígeno; de donde se sigue que este gas está compuesto de

Oxígeno....	72,64 ó	100	2 át. de oxíg.	200,000.
		ó		
Carbono....	27,36 ó	37,66	1 át. de carb.	75,005.
	100,00			

Su fórmula es CO^2 ó $\ddot{C}$.

Estado natural del gas ácido carbónico. El gas ácido carbónico existe formado en la naturaleza, y se le halla libre y combinado; libre constituye siempre parte del aire, pero en una ligera proporcion, segun hemos visto anteriormente. Tambien se le encuentra puro en ciertas cavidades ó grutas de los paises volcánicos; de lo cual nos presenta un ejemplo la gruta del Perro, cerca de Pouzzole en el reino de Nápoles. Esta gruta ha recibido este nombre de que los perros que entran en ella perecen prontamente asfixiados, mientras que los hombres pueden bajar sin experimentar ningun accidente; lo que proviene de que el gas ácido carbónico que contiene esta gruta solo forma una capa en la parte inferior de dos á tres pies en la cual se sumerjen los perros que entran, mientras que un hombre, en razon de su altura, no se ex-

Digitized by Google

pone á respirarla. Tambien se encuentra el ácido carbónico disuelto en la mayor parte de las aguas; y á veces es tan grande su proporcion que se vuelven espumosas y chisporrotean, tales son las aguas minerales de Seltz, de Spa, de Vichy, &c., que son las que principalmente se usan en medicina.

Se encuentran en la naturaleza bastantes combinaciones del gas ácido carbónico con muchos óxidos metálicos, y particularmente se le halla unido con la cal, la barita y el protóxido de hierro.

Nombres antiguos del ácido carbónico. El gas ácido carbónico fué el primero que se distinguió del aire, y aunque muchos químicos estudiaron la mayor parte de sus propiedades, debemos á Lavoisier las primeras nociones exactas sobre su naturaleza y composicion. Antes de la época en que se fundó la nueva nomenclatura, se le designó con el nombre de *aire fijo*, de *aire mefítico*, á causa de su accion sobre la economía; de *ácido aéreo*, porque se reconoció su existencia en el aire, y por último se le denominó *ácido cretoso*, porque entraba en la composicion de la creta.

ÓXIDO DE CARBONO.

Oxido de carbono. No puede obtenerse directamente este compuesto gaseoso de oxígeno y carbono, menos oxigenado que el gas ácido carbónico, y solo se forma cuando se pone gas ácido carbónico en contacto á una alta temperatura con carbono, ó cuando se quita al ácido carbónico la mitad del oxígeno que contiene.

Se obtiene por muchos procedimientos. Si se hace pasar diferentes veces gas ácido carbónico seco sobre alambres de hierro bien limpios y calentados hasta el rojo en un tubo de porcelana, el ácido cede al hierro la mitad de su oxígeno y pasa al estado de gas óxido de carbono.

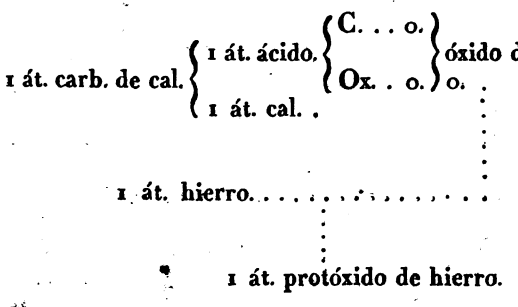
Preparacion del gas óxido de carbono. En los laboratorios se le prepara comunmente calcinando en

Digitized by Google

una retorta de gres embetunada una mezcla de partes iguales de limaduras de hierro y mármol blanco pulverizado y desecado. Despues de haber colocado la retorta en un horno de reverbero, se ajusta á su cuello un tubo encorvado que se sumerje en el fondo de un frasco que contenga una disolucion de potasa cáustica ó cal viva diluida en agua; de este frasco sale otro tubo encorvado que se introduce dentro de frascos colocados boca abajo y llenos de agua.

Exponiendo la retorta á un calor rojo, se descompone el mármol; el ácido carbónico que se desprenderia si el mármol estuviese solo, se descompone á su vez por el hierro que se apodera de la mitad de su oxígeno y le hace pasar al estado de gas óxido de carbono. Este va á parar al frasco con el gas ácido carbónico que se ha libertado de la accion del hierro y en él el ácido es absorbido por la cal; pero como el gas óxido de carbono es insoluble en el agua, atraviesa libremente el líquido y va á terminar á los frascos llenos de agua que deben recibirle. Despues de la operacion se halla en el fondo de la retorta una mezcla de cal, óxido de hierro y hierro metálico en exceso.

Figura que representa la reaccion atomística.



Otras muchas sustancias pueden dar descomponiéndose al fuego, el gas óxido de carbono: tales son, segun M. Dulong, los oxalatos de plomo y zinc que

Digitized by Google

calcinándolos dan un óxido poco oxigenado y una mezcla de gas óxido de carbono y de gas ácido carbónico. Absorbiendo este último por una disolucion de potasa queda gas óxido de carbono puro.

Propiedades. El óxido de carbono no tiene olor ni color, es insípido, y su densidad es de 0,9670; no tiene accion sobre la tintura de girasol, y es impropio para la respiracion y para la combustion.

Accion del oxígeno. Este gas no sufre ninguna alteracion por el calor ni por la electricidad; le sucede lo mismo con el oxígeno y el aire á la temperatura ordinaria; pero á una temperatura elevada absorbe el oxígeno, se trasforma en ácido carbónico produciendo un desprendimiento de calórico y de luz, lo cual se observa aproximando á este gas una bujía encendida; arde al contacto del aire con una hermosa llama de color azul claro, y el producto de la combustion enturbia el agua de cal.

Productos de la combustion del óxido de carbono. Cuando se quema el gas óxido de carbono se combina con la mitad de su volúmen de oxígeno y da un volúmen de gas ácido carbónico igual al suyo; se prueba esto directamente haciendo pasar á un eudiómetro, sobre mercurio, 100 partes de óxido de carbono y 200 de oxígeno; despues de la inflamacion, el volúmen se ha reducido á 250 y está formado de 100 partes de gas ácido carbónico y de 150 de oxígeno en exceso. De los resultados de este experimento se sigue que el gas óxido de carbono contiene exactamente la mitad del gas oxígeno que entra en el ácido carbónico, y que se representa fácilmente su composicion por un volúmen de vapor de carbono y medio volúmen de gas oxígeno. Luego el peso del vapor de carbono = 0,4219, y el de la mitad de la densidad del oxígeno = 0,5513, forman sumándolos 0,9732. Este número se aproxima mucho al que expresa la densidad del gas óxido de carbono tal como le da la experiencia.

Composicion. De estas consideraciones sobre la com-

Digitized by Google

posicion del óxido de carbono resulta que este gas está formado en peso de

Oxígeno. .	57,04	100	1 át. de oxígeno	100,000.
	ó			
Carbono. .	42,96	75,00	1 át. de carbono	75,005
	100,00			

Su fórmula atomística es CO ó C.

Descubrimiento. Priestley ha descubierto el gas óxido de carbono, y Cruickshank y MM. Clément y Désormes han reconocido al mismo tiempo sus propiedades y su composicion. Se forma siempre que se calcina un exceso de carbon con un óxido metálico reducible á una temperatura elevada. Se forma tambien cuando arde una cantidad algo considerable de carbon al contacto del aire en un espacio limitado; é indica su presencia la aparicion de una llama de color azul claro que se trasforma en gas ácido carbónico por la combustion.

COMPUESTOS DE HIDRÓGENO Y DE CARBONO.

Compuestos. El hidrógeno y el carbono se unen en un gran número de proporciones y producen dos compuestos gaseosos á la temperatura ordinaria, y otros ocho ó diez compuestos líquidos ó sólidos, cuya mayor parte corresponden á los cuerpos orgánicos. Estos últimos han recibido el nombre de carburos de hidrógeno, mientras que se ha distinguido á los primeros con el nombre de gas hidrógeno protocarbonado y de gas hidrógeno deutocarbonado.

Digitized by Google

GAS HIDRÓGENO PROTOCARBONADO Ó SEMICARBONADO

(*Protocarburo de hidrógeno gaseoso*).

Formacion natural y artificial de este gas. Este gas se forma en muchas circunstancias naturales y artificiales. Es uno de los productos de la descomposicion de las materias orgánicas, ya por el fuego, ya por su fermentacion espontánea. Se le halla principalmente en el fango de los pantanos y de todas las aguas estancadas, lo que ha hecho darle el nombre de *gas hidrógeno de los pantanos.* Jamás se le encuentra puro; pues siempre está mezclado con ácido carbónico y azoe, cuya proporcion asciende de 10 á 15 por 100 en volúmen. Se le recoge fácilmente sumergiendo en el agua de los pantanos frascos colocados boca abajo llenos de agua, en cuyo cuello se han puesto unos embudos anchos. Cuando se menea la vasija con un palo, el gas retenido por los restos de los vegetales descompuestos se desprende y va á parar á los frascos.

El gas obtenido de este modo no es puro, pues contiene como hemos dicho gas azoe y ácido carbónico; se quita este último agitándole con una leche de cal ó con una disolucion de potasa; se determina la cantidad del azoe quemando una porcion del gas por el oxígeno; el que proviene de la descomposicion de las materias orgánicas por el fuego está siempre mezclado con el hidrógeno libre que resulta de la descomposicion de una parte del mismo gas hidrógeno carbonado y de cierta cantidad de óxido de carbono.

Segun MM. Pellouze y Millon, haciendo pasar sobre barita anhidra calentada al rojo oscuro alcohol absoluto, este líquido se descompone en ácido carbónico, que queda fijado á la barita, y en hidrógeno protocarbonado, isómetro al hidrógeno carbonado de los pantanos. Segun ellos este gas está formado de C^2H^{12}, y resultaria de la descomposicion de dos átomos de alcohol $=C^4H^{12}O^2$ en $CO^2+C^3H^{10}$.

Propiedades. El hidrógeno protocarbonado es un gas sin color, sin olor é insoluble en el agua; su densidad es de 0,5590, y arde al aire cuando se aproxima una bujía encendida con una llama amarillo-pálida, trasformándose en agua y en ácido carbónico. Se determina fácilmente los productos de su combustion mezclando una porcion de este gas con un exceso de gas oxígeno en el eudiómetro de mercurio é inflamando la mezcla por la chispa eléctrica.

Cien volúmenes de hidrógeno protocarbonado exigen para quemarse completamente 200 volúmenes de gas oxígeno, y de la combustion resultan 100 volúmenes de gas ácido carbónico; si admitimos con M. Berzelius que este último contiene un volúmen de oxígeno y medio volúmen de vapor de carbono, se vuelve á hallar en este producto 100 volúmenes de oxígeno de los 200 empleados; los otros 100 volúmenes de oxígeno han debido combinarse necesariamente con 200 volúmenes de hidrógeno para formar agua: de donde se puede concluir que 100 volúmenes de hidrógeno protocarbonado están compuestos de 50 volúmenes de vapor de carbono, y de 200 volúmenes de gas hidrógeno que se han reducido á 100 á consecuencia de la combinacion.

En términos mas sencillos, que un volúmen de hidrógeno protocarbonado contiene medio volúmen de vapor de carbono y dos volúmenes de gas hidrógeno condensados en un solo volúmen. Lo que establece para su composicion en peso:

Hidrógeno. .	24,83	4	átomos de hidrógeno.
		ó	
Carbono. . . .	75,17	1	átomo de carbono.
	100,00		

Su fórmula $= C H^4$.

Estado natural. Este gas se desprende naturalmen-

te del seno de la tierra en ciertos parajes y en algunas circunstancias. Su presencia en las minas de carbon de piedra y su inflamacion, cuando se mezcla con el aire contenido en las galerías, es la que determina los accidentes que en otros tiempos experimentaban los mineros, y de que es tan fácil preservarse, gracias á las ingeniosas investigaciones de sir Humphry Davy. Este gas produce los fuegos naturales que se manifiestan en Italia en la pendiente septentrional de los Apeninos, y que se aprovechan en ciertas localidades para cocer la piedra para hacer cal y aun para alumbrar las habitaciones.

GAS HIDRÓGENO DEUTOCARBONADO Ó BICARBONADO

(*Bicarburo de hidrógeno gaseoso*).

Descubrimiento. Los químicos holandeses que descubrieron este gas, le designaron al principio con el nombre de *gas oleaginoso*, porque es capaz de formar un compuesto de aspecto aceitoso reaccionando sobre el cloro. Se le ha denominado despues *gas hidrógeno percarbonado*, *gas hidrógeno deuto ó bicarbonado*, porque contiene exactamente doble proporcion de carbono que la que existe en el gas precedente.

Circunstancias de su formacion. No se halla en la naturaleza, y es uno de los resultados de la accion del fuego sobre la mayor parte de las sustancias aceitosas, grasas y bituminosas. En general las materias orgánicas que contienen mucho hidrógeno y carbono, tales como las que hemos indicado anteriormente, suministran cierta cantidad de él por la accion del calor.

Preparacion. Se le prepara en los laboratorios calentando en una retorta provista de un tubo encorvado propio para recoger los gases, una mezcla de cuatro partes en peso de ácido sulfúrico concentrado y una parte de alcohol á 36°. Por medio de un calor suave el ácido sulfúrico reacciona sobre una parte de los elementos del alcohol; le quita á este todo su oxíge-

Digitized by Google

no y cierta cantidad de hidrógeno en las proporciones necesarias para formar agua, mientras que la porcion de hidrógeno restante se une con el carbono para dar orígen al hidrógeno deutocarbonado que se desprende y se recoge en frascos llenos de agua. Pero al terminar la operacion es diferente la reaccion, pues por la descomposicion recíproca del ácido sulfúrico y del hidrógeno deutocarbonado, se forma agua, ácido sulfuroso, ácido carbónico y un depósito de carbon que queda en la retorta y da al líquido un color negro y le vuelve viscoso. Se purifica el gas obtenido agitándole con una disolucion concentrada de potasa que absorbe los productos extraños que se hallan en él.

Puede representarse de este modo la reaccion:

Alcohol	Carbono.... oo	Hidróg. bicarbonado.	
	Hidrógeno . oooo	oo....	
			.. agua....
	Oxígeno.... o.....		
Acido sulfúrico.....			

Propiedades. El hidrógeno deutocarbonado es un gas que no tiene color, es insípido y de olor empireumático; su densidad es de 0,9852; es impropio para la combustion y para la respiracion; puesto en contacto con el aire y un cuerpo inflamado arde lentamente con una llama blanca brillante, dejando depositar un hollin negruzco sobre las paredes de las vasijas que le contienen.

Accion del calórico. Expuesto á la accion de un calor rojo abandona poco á poco su carbono adquiriendo un volúmen de cada vez mas considerable, que es doble del volúmen primitivo cuando es completa la descomposicion. Del mismo modo obra el fluido eléctrico.

El oxígeno y el aire no tienen accion sobre este gas á la temperatura ordinaria; pero á una temperatura elevada le descomponen convirtiéndole en agua

Digitized by Google

y en ácido carbónico. En esta descomposicion la expansion es tan repentina y tan fuerte que comunmente se rompen las vasijas en que se verifica, y expondria á grandes peligros sino se tomasen precauciones rodeando las vasijas con un paño en muchos dobleces.

Segun los experimentos de M. Teodoro de Saussure el agua á la temperatura ordinaria puede disolver las $\frac{15}{100}$ partes de su volúmen de este gas.

Análisis de este gas. Puede determinarse fácilmente la composicion del gas hidrógeno deutocarbonado por los mismos medios analíticos que hemos indicado, es decir, por los resultados de su combustion en el eudiómetro de mercurio. La experiencia prueba que 100 volúmenes de gas hidrógeno deutocarbonado absorben para arder 300 volúmenes de oxígeno y dan 200 volúmenes de gas ácido carbónico que contiene 100 volúmenes de vapor de carbono y 200 volúmenes de gas oxígeno. Para completar los 300 volúmenes de oxígeno empleados, faltan 100 volúmenes de este gas que para formar agua han debido combinarse con 200 volúmenes de hidrógeno.

Por consiguiente este resultado nos permite concluir que 100 volúmenes de este gas están formados por 100 volúmenes de vapor de carbono y 200 volúmenes de hidrógeno, ó 1 volúmen de vapor de carbono y 2 volúmenes de gas hidrógeno condensados en un solo volúmen, ó en peso de:

Hidrógeno. .	14,20	2	átomos de hidrógeno.
	ó		
Carbono. . . .	85,80	1	átomo de carbono.
	100,00		

Su fórmula $= CH^2$.

Alumbrado por el gas. En la mayor parte de las

Digitized by Google

grandes ciudades se emplea para el alumbrado el gas hidrógeno deutocarbonado, en razon de ser muy combustible y porque da una llama muy fuerte al quemarse. Un ingeniero francés llamado Lebon fué el que le dió esta feliz aplicacion; pero sólo en Inglaterra por primera vez se le empleó en grande para los usos económicos, y despues se ha introducido en Francia. Se le prepara para este uso descomponiendo por el fuego la hulla ó el aceite en aparatos destilatorios. Dichas materias dan entre otros productos una gran cantidad de gas hidrógeno deutocarbonado, mezclado con proporciones variables de carburos de hidrógeno en vapor; el gas extraido de la destilacion del carbon de piedra contiene un aceite bituminoso, gas sulfhídrico, gas ácido carbónico y subcarbonato y sulfhidrato de amoniaco; y se le purifica haciéndole pasar al través de agua que tenga en disolucion sales de hierro ó de manganeso para descomponer las sales amoniacales, y despues por agua que tenga cal diluida que absorbe los gases sulfhídrico y carbónico. Cuando se le ha purificado de este modo, se le hace pasar por tubos que le conducen á una gran campana metálica colocada en una cisterna llena de agua, de cuyo depósito, conocido con el nombre de *gázómetro*, sale el gas por tubos para distribuirle despues á los establecimientos públicos y particulares.

Gas portátil no comprimido. En algunas fábricas se trasporta á las casas el gas no comprimido despues de haberle encerrado en una especie de sacos grandes de cuero. Despues se le hace salir de estos recipientes por una ligera presion para introducirle por medio de un tubo en unos gazómetros pequeños, construidos en las habitaciones bajas.

El residuo de la destilacion del carbon de tierra forma el coke, el cual se usa ventajosamente como combustible para los usos ordinarios y en las artes.

El gas hidrógeno deutocarbonado que se obtiene por la descomposicion por el fuego de los aceites y de las materias grasas en general, es mucho mas puro,

Digitized by Google

y no necesita depurarse como el que se extrae del carbon de piedra.

Carburos de hidrógeno. Se ha descubierto un gran número de estos compuestos. Son gaseosos, líquidos ó sólidos, y se diferencian por las proporciones de carbono é hidrógeno que su condensacion mantiene reunidos. Tres productos naturales nos presentan un ejemplo de estos carburos, y son la parte sólida de la esencia de rosa, la esencia de trementina y el aceite de nafta. Estos productos solo están formados de hidrógeno y carbono en las relaciones en que se hallan en el hidrógeno deutocarbonado.

M. Faraday ha observado unos productos artificiales análogos, que se forman por la accion del fuego sobre las materias aceitosas y existen en estado de vapor en el hidrógeno deutocarbonado que proviene de ellas, y contribuyen á dar mucho brillo á la llama. Se los puede separar cuando se reduce el gas por la compresion á la octava parte de su volúmen. Al principio se hizo esta observacion en los recipientes metálicos en que se habia comprimido este gas para trasportarle.

Protocarburo líquido. El producto líquido que se obtiene en estas circunstancias no tiene color ó es muy ligero, y tiene un olor á aceite quemado; segun M. Faraday contiene tres carburos mezclados que se aislan á temperaturas diferentes. El primero se extrae destilando el líquido á la temperatura de la mano, y condensando el vapor que resulta en un tubo rodeado de hielo machacado y sal comun. Es líquido á — 18; su densidad es de 0,627, hierve á algunos grados sobre cero bajo una presion media, y se trasforma en un gas sin color, combustible, de una pesantez específica igual á 1,9260. Su composicion es C^2H^4.

Sesquicarburo líquido. El segundo se extrae del residuo calentándole hasta + 80 á + 90. Está mezclado con bicarburo de hidrógeno. Enfriando esta mezcla á — 18, se solidifica el bicarburo, y el otro carburo permanece líquido conservando en disolucion una pequeña cantidad del primero. Al carburo intermedio

Digitized by Google

entre el primero y el bicarburo, se designa con el nombre de sesquicarburo de hidrógeno, palabra que expresa que contiene media proporcion de carbono mas que el precedente. No tiene color, es líquido aun á —18; su densidad es de 0,860 y entra en ebullicion á +85°. Su composicion es $=C^3H^4$.

Bicarburo líquido. El bicarburo de hidrógeno es un líquido trasparente, sin color y de olor empireumático; su densidad es de 0,850; expuesto á cero cristaliza y se reune en una masa seca, dura y quebradiza á —18; entra en fusion á +5,5, y hierve á +85,5. Su composicion es $=C^3H^3$.

El aceite dulce de vino obtenido por la reaccion del ácido sulfúrico sobre el alcohol es tambien un carburo de hidrógeno de proporciones definidas, como lo han probado los últimos experimentos de MM. Hennel y Sérullas.

Naftalina ó carburo sólido. Sucede lo mismo á la sustancia blanca, sólida, que se separa destilando la brea obtenida por la descomposicion de la hornaguera. Esta sustancia, designada con el nombre de naftalina porque es idéntica á la que resulta de la descomposicion al fuego del aceite de nafta, es un verdadero carburo de hidrógeno que contiene mas carbono que los precedentes. Este carburo es sólido á la temperatura ordinaria, de olor ligeramente aromático, suave, untuoso al tacto y cristaliza por sublimacion en hermosas láminas romboidales; expuesto á la accion del calórico, se funde á +82° y hierve á cerca de +200.

Composicion. La análisis que ha hecho M. Faraday prueba que está compuesto en 100 partes de:

Carbono....	93,76	5 át. de carbono
	ó	
Hidrógeno...	6,24	4 át. de hidrógeno
	100,00	

Su fórmula $=C^5H^4$.

Digitized by Google

Accion del aire sobre el carbono. El carbon no tiene ninguna accion sobre el aire á la temperatura ordinaria; el que proviene de las materias vegetales, en razon de sus poros, absorbe cierta cantidad de él así como una porcion del vapor de agua que contiene; pero se los puede hacer desprender por medio del calor.

Calentado el carbon hasta el rojo al contacto del aire, arde apoderándose del oxígeno y se trasforma en gas ácido carbónico si el aire está en exceso, y en gas óxido de carbono si predomina el carbono y si es elevada la temperatura. La presencia del gas ácido carbónico en cierta proporcion en el aire produce las asfixias á que están expuestas las personas que respiran un aire encerrado en una habitacion pequeña en que se ha quemado carbon durante cierto tiempo. Por esta razon siempre se debe tomar la precaucion de dejar salir los productos de esta combustion estableciendo corrientes de aire en todos los puntos en que haya combustion, á fin de evitar estos accidentes que se repiten con demasiada frecuencia por semejante descuido.

Accion del agua sobre el carbono. El agua no tiene accion sobre el carbono á la temperatura ordinaria; pero á una temperatura elevada se separan sus dos elementos y se unen con el carbono para formar gas hidrógeno proto-carbonado, gas ácido carbónico ó gas óxido de carbono, segun que el calor es mas ó menos fuerte.

Se comprueban fácilmente estos resultados colocando en un tubo de porcelana pedazos de carbon calcinados, y adaptando á uno de los extremos una retorta pequeña que contenga agua, y al otro un tubo encorvado que vaya á parar debajo de frascos llenos de agua. Si luego que el tubo está calentado hasta el rojo, se hace pasar agua en estado de vapor al través del carbon hecho ascua, inmediatamente se descompone el agua y se recogen en los frascos los gases que de aquí provienen.

Se forman los mismos productos echando poco á poco agua sobre una masa de ascuas; pero como se

Digitized by Google

desprenden en el aire, arden el hidrógeno protocarbonado y el gas óxido de carbono que se han formado y contribuyen á activar la combustion del carbon. De este modo se explica muy bien por qué los herreros acostumbran echar pequeñas cantidades de agua en el fuego, cuando quieren producir mas calor.

De la combustion. Se ha dado el nombre de combustion á este fenómeno, que se verifica comunmente con desprendimiento de calórico y de luz, y que acaece siempre que se queman al aire las sustancias combustibles.

Durante mucho tiempo se ha ignorado la teoría de este fenómeno. Se habia supuesto que los cuerpos contenian un principio inflamable que dejaban desprender cuando se quemaban, y á cuyo principio los antiguos daban el nombre de *flogístico.* Pero luego que fué conocida la composicion del aire, no se tardó en conocer qué oficio desempeñaba en la combustion y la parte activa que tomaba en ella, pues á consecuencia de experimentos exactos demostró Lavoisier que en este acto el oxígeno del aire se unia siempre con los cuerpos para trasformarlos en nuevos productos, y que el calórico y la luz que se desarrollaban á consecuencia de esta combinacion resultaban de la aproximacion de las moléculas que se combinaban.

Por consiguiente, por lo que acabamos de exponer, se puede definir mas exactamente la combustion de los cuerpos en el aire: un fenómeno en el cual el oxígeno se combina con los cuerpos. Luego como en la mayor parte de las combinaciones químicas hay emision de calórico y de luz, es fácil concebir hasta cierto punto cómo se desprenden estos dos fluidos durante la union de los cuerpos entre sí. El calórico que estaba esparcido entre sus moléculas se vuelve libre y sensible cuando se aproximan, y á cierto grado puede llegar á ser luminoso.

Calórico y luz desprendidos. Con todo, la cantidad de calórico y de luz que se desprende en la produccion de este fenómeno depende de muchas causas: de

Digitized by Google

la afinidad de los cuerpos con el oxígeno, del estado del cuerpo combustible, del estado del oxígeno y del del cuerpo que resultará de la combustion. Además de estas causas, es necesario considerar tambien la capacidad para el calor de los cuerpos puestos en presencia unos de otros y la del compuesto que resultará; porque sucede frecuentemente que los compuestos tienen tanta capacidad para el calórico como sus principios constituyentes. En este caso no es posible explicar el desprendimiento de calórico y de luz durante la combustion segun la teoría admitida por Lavoisier; pero se halla fácilmente su causa en el diferente estado eléctrico de los cuerpos que se combinan. Segun M. Berzelius, en el momento en que se unen dos cuerpos se hallan en dos estados de electricidad opuestos, y la mayor parte del calor y de la luz que se desprende en este fenómeno debe atribuirse á la combinacion de estos dos fluidos que existian separadamente en los cuerpos.

Cantidad de calórico que desprenden los cuerpos al quemarse. Varían mucho las cantidades de calor que se desprenden por la combustion al aire de los diversos cuerpos combustibles simples y compuestos; los experimentos de Lavoisier y de Laplace han establecido que una grama (20 granos) de estos cuerpos al quemarse pueden comunicar á una grama (veinte granos) de agua la siguiente elevacion de temperatura:

Hidrógeno puro.	23400	grados centígrados.
Fósforo.	7500	Id.
Carbon.	7226	Id.
Aceite comun.	11160	Id.
Cera blanca.	10500	Id.
Sebo.	7186	Id.

Segun Rumford.

Nafta.	7338	Id.

Digitized by Google

Alcohol puro á 42°. .	6195	grados centígrados.
á 33. . .	5261	Id.
Eter sulfúrico. . . .	8030	Id.
Palo de encina. . . .	3146	Id.

La intensidad del calor que se desarrolla por la combustion del hidrógeno ha obligado naturalmente á hacer uso de este gas para producir temperaturas muy elevadas, á las cuales se ha sometido un gran número de cuerpos. Así se ha llegado á fundir pequeñas cantidades de todas las sustancias minerales refractarias al calor de las forjas ordinarias, exponiéndolas á un chorro de la llama producida por la combustion de una mezcla de hidrógeno y oxígeno en las proporciones necesarias para formar agua. Sobre este principio se ha construido el soplete oxi-hidrogenado de Newmann. Este aparato consiste en un depósito metálico en el cual se ha comprimido ligeramente una mezcla de dos volúmenes de hidrógeno y un volúmen de oxígeno; para impedir la inflamacion de esta mezcla, el gas tiene que salir por un tubo de 76 milímetros de largo por 0,3 milímetros de diámetro que se añade á un cilindro de cobre en el cual se ha colocado cierto número de telas metálicas muy delgadas, para evitar, segun el principio descubierto por Davy, la trasmision de la llama al depósito. Esta adicion necesaria liberta al operador de las explosiones tan peligrosas de esta mezcla.

Teoría de la llama. La llama es una porcion de la materia combustible que se ha evaporado ó convertido en gas y que arde al contacto del aire. Su *intensidad* depende del producto que resulta de la combustion. Cuando este producto es un gas ó un vapor, la llama es poco intensa, como sucede en la combustion del gas hidrógeno ó del azufre, mientras que es mas ó menos viva ó brillante cuando se queman el fósforo y el zinc. En este último caso siendo fijos el ácido fosfórico y el óxido de zinc que provienen de esta combustion, se precipitan en el interior

Digitized by Google

de la llama, adquieren una temperatura elevada y se vuelven luminosos.

El resplandor de la llama del gas hidrógeno bicarbonado y el de las materias aceitosas y grasas, proviene de una porcion de carbono que se precipita momentáneamente en la llama; lo cual se puede probar colocando en su cono de luz un cuerpo frio que inmediatamente se cubre de negro de humo.

Toda materia combustible, simple ó compuesta, no puede inflamarse sino despues de haberse evaporado ó convertido en gas, y de haber llegado á cierta temperatura que varía segun la naturaleza de la sustancia. Así no puede verificarse la combustion del aceite, de la cera y del sebo sino despues de haberlos calentado para descomponerlos y trasformarlos en gas combustible. Las mechas de algodon en las lámparas, en las bujías y en las velas llenan dos objetos: determinan el ascenso de la materia combustible entre el intervalo de sus filamentos; y por el calor que se desarrolla por su combustion, ocasionan la descomposicion del aceite y del sebo liquidados que se hallan allí.

Capas de gas que componen la llama. Si se examina con atencion la llama de una bujía ó de una vela se observan muchas divisiones desiguales entre las cuales se pueden distinguir cuatro. La figura siguiente representa exactamente la llama de una vela abandonada á sí misma.

Digitized by Google

Se percibe primero en su base una parte pequeña de color azul claro (*o o*), que se adelgaza á medida que se separa de la mecha, y se confunde con la superficie exterior de la llama en el punto en que esta se eleva verticalmente. En medio de la llama hay un espacio oscuro que se distingue fácilmente al través de la porcion brillante que le rodea. Este espacio contiene los gases emanados de la mecha que no pueden arder por no hallarse en contacto con el aire. Al rededor de este espacio se halla la parte brillante de la llama (*a*) ó la llama propiamente dicha; por fin, en la parte mas exterior á esta, mirando con atencion, se percibe la última parte (*b*) poco luminosa; en esta parte exterior es donde concluye la combustion del gas y donde el calor es mas intenso. Se comprueba esto fácilmente sumergiendo un alambre delgado de platina en las diversas porciones de la llama; pues se ve que el punto en que es mas viva la combustion del metal se halla situado en los confines de la llama brillante y en la capa mas exterior.

Se consigue distinguir las diversas partes de la llama, cortándola por un tejido muy fino de alambre de laton. Esta seccion demuestra que la parte mas intensa de la llama es oscura y no luminosa, mientras

Digitized by Google

que las partes que la rodean se hallan en completa combustion.

Condicion para que subsista la llama. La llama de las materias combustibles solo puede subsistir bajo ciertas temperaturas, pues se apaga inmediatamente que existe alguna causa capaz de producir el enfriamiento. En efecto, sucede esto cuando se sopla una bujía encendida; el aire frio que se dirige sobre la llama ya con la boca ó de cualquier otro modo, baja bastante la temperatura para que no pueda arder ya la mezcla del gas con el aire.

Accion de los cuerpos conductores sobre la llama. Los cuerpos sólidos, mas ó menos buenos conductores, puestos en contacto inmediato con la llama, absorben bastante calórico para detener la combustion de las partes del gas que tocan. Esto es lo que resulta de un experimento de Davy. Cuando se quiere hacer pasar la llama de una materia poco combustible tal como la del gas hidrógeno protocarbonado, al través de un tubo estrecho de vidrio de tres milímetros de diámetro, el enfriamiento que determina el contacto de las paredes basta para impedir toda comunicacion de la llama al través del tubo. Es mas marcado este efecto cuando se hace uso de tubos metálicos, mejores conductores del calor que el vidrio. Una lámina delgada de metal horadada por agujeritos ó un tejido metálico impide tambien por las mismas razones que se trasmita la llama.

Estas primeras observaciones han sido el orígen de un descubrimiento tan importante como brillante. En este principio está fundada la lámpara de seguridad de los mineros, inventada por Davy, y que se usa con el mas feliz éxito en la explotacion de las minas de carbon de piedra, para oponerse á la inflamacion del gas hidrógeno carbonado que se desprende de ellas.

Los numerosos accidentes que acaecian en ciertas minas de carbon de piedra dependian de la explosion de este gas mezclado con el aire, cuyas consecuencias

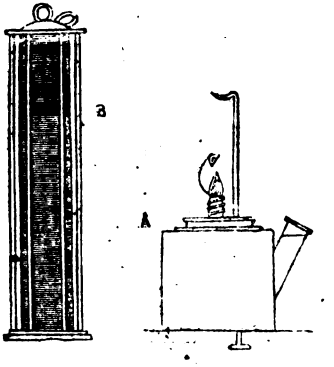
Digitized by Google

ocasionaban la muerte de un gran número de obreros. Los amigos de la humanidad ansiaban ver un término á este azote devastador, cuando se supo que en Inglaterra (en 1813) perecieron en menos de un instante cien obreros mineros; ya se puede formar idea de la miseria en que este terrible accidente sumió á mas de trescientos individuos que componian sus desgraciadas familias.

Lámparas de seguridad. Partiendo de los experimentos sobre la no trasmision de la llama al través de los tejidos metálicos, Davy tuvo la feliz idea de rodear por todas partes una lámpara comun de una caja cilíndrica formada por un tejido metálico. Segun lo que hemos expuesto mas arriba, se concibe que el gas mezclado con el aire podria introducirse al través de las mallas del tejido al interior de la lámpara, inflamarse por el contacto de la llama, pero jamás podrá propagarse la combustion al exterior. Esto se puede comprobar fácilmente sumergiendo semejante lámpara encendida en una atmósfera de gas hidrógeno protocarbonado mezclado con 7 á 8 partes de aire. La llama inflama la pequeña cantidad de gas que penetra en el interior de la caja, pero no se inflama ninguna porcion de las que se hallan al exterior.

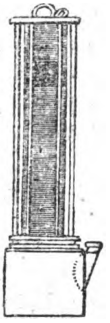
Estas lámparas, que á causa de esta propiedad se las conoce con el nombre de *lámparas de seguridad* ó lámparas de los mineros, en razon de su uso, están formadas como se ve en la figura:

Digitized by Google



1.º de un depósito *A* de laton que contiene aceite; este depósito tiene un agujero muy pequeño cerca del porta mechas, por el cual entra ajustado un alambre encorvado por arriba para acomodar y disponer convenientemente la mecha: 2.º de una caja cilíndrica *B*, formada por una tela metálica de alambres de hierro de 0,5 milímetros de diámetro, que tiene cerca de 625 aberturas por 16 centímetros cuadrados: en su vértice se coloça una tela metálica doble que se atornilla muy exactamente sobre el depósito de aceite (véase la figura siguiente).

Digitized by Google



Es fácil concebir la ventaja de semejantes lámparas en el trabajo de las minas.

Davy ha descubierto tambien otro resultado no menos curioso que importante al hacer sus investigaciones sobre la llama y sobre el grado de combustibilidad de las mezclas de aire y de gas de la hornaguera. Reconoció que sumergiendo en esta mezcla explosiva un alambre de platina de 0,4 milímetros de diámetro y calentado hasta el rojo, se mantenia en este estado durante muchos minutos á consecuencia de la combustion sin llama que se verificaba al rededor de él. Se consigue el mismo efecto introduciendo el mismo alambre, enrojecido al fuego, en una mezcla de vapor combustible y de aire. Se comprueba fácilmente esta propiedad poniendo en un vidrio algunas gotas de éter, y sumergiendo en la mezcla de su vapor con el aire un alambre de platina calentado, semejante al primero. Se observa que se vuelve rojo blanco y se mantiene á esta temperatura mientras existe en el vidrio suficiente cantidad de vapor y de aire.

Lámpara sin llama. Fundándose en estos principios, Davy ha colocado encima de la mecha de la lámpara de los mineros un alambre espiral de platina que en ciertos casos puede permanecer enrojecido aunque se

Digitized by Google

apague la llama, y produce bastante claridad para guiar al obrero en la oscuridad.

Se demuestra tambien esta propiedad fijando en la mecha de una lámpara de espíritu de vino un alambre de platina de 0,25 milímetros de diámetro, arrollado en espiral, cuya mitad se arrolla al rededor de la mecha y la otra se eleva encima de ella (véase la figura siguiente).

Si despues de haber encendido la lámpara durante algunos momentos para calentar y enrojecer la platina, se sopla la llama, queda enrojecido el alambre sin producir llama y conserva esta temperatura mientras la mecha permanece introducida en el alcohol. A esta lámpara particular se ha dado el nombre de *lámpara sin llama*, y puede servir de lamparilla cuando se quiera, pues la claridad que da el alambre de platina es suficiente para ver la hora durante la noche aproximándole un reloj.

Evaluacion de la intensidad de la luz de la llama de los diversos combustibles. En ciertas circunstancias hay necesidad de medir las intensidades proporcionales de dos ó mayor número de luces; para conseguir este objeto hay un medio muy sencillo, el cual consiste en colocar los dos cuerpos luminosos á 2 ó 3 decímetros (8,6 ó 12,9 pulgadas) uno de otro, y á la distancia de un metro 50 centímetros (45 pulgadas) de una pared blanca. Se fija cerca de la pared una carta que hará dos sombras, una mas oscura por interceptarse la luz mas clara, y otra mas ligera

por interceptarse la luz mas oscura. Entonces se aproxima á la carta la luz mas débil, hasta que las dos sombras hayan adquirido la misma intensidad, lo que puede juzgarse bastante bien á la simple vista. Cuando se ha llegado á este punto se miden las distancias respectivas de las dos luces hasta la pared, y se eleva al cuadrado los números hallados; la relacion de estos dos números es la de la intensidad de las dos luces. *Ejemplo*: si se colocan la llama de una lámpara de Carcel y la de una bujía á las distancias de 5 y 2 metros para producir dos sombras igualmente oscuras, las cantidades relativas de las luces emitidas están entre sí como los cuadrados de 5 metros y de 2 metros, es decir :: 25 : 4; ó :: 6 : 1,25.

CAPITULO VIII.

CLORO.

SU EXTRACCION. SUS PROPIEDADES. COMBINACIONES CON EL OXÍGENO, EL HIDRÓGENO, EL CARBONO Y EL HIDRÓGENO DEUTOCARBONADO.

Descubrimiento. El cloro, cuyo descubrimiento debemos á Schéele, químico sueco, fué distinguido como gas particular en 1774, y designado entonces con el nombre de *ácido marino deflogisticado.*

Sinonimia antigua. M. Berthollet le dió despues el nombre de ácido muriático oxigenado, porque se le consideró durante mucho tiempo como un compuesto de ácido muriático y oxígeno: por último, algunos químicos le llamaron gas oximuriático.

MM. Gay-Lussac y Thénard anunciaron en 1809 que todos los fenómenos que presentaba el gas muriá-

Digitized by Google

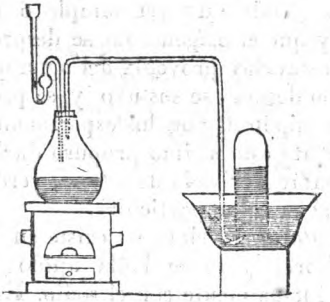
tico oxigenado en contacto con los cuerpos podrian explicarse suponiéndole un ser simple ó un elemento particular, y que el oxígeno que se desprendia en algunas circunstancias provenia del agua que contenia. Algun tiempo despues se sostuvo y se probó victoriosamente esta hipótesis por los experimentos de Davy; por consiguiente este último propuso darle el nombre de cloro, palabra derivada de χλωρος, verde amarillento, á causa de su color particular.

Estado natural. El cloro no existe en la naturaleza en estado libre, y se le halla unido con muchos metales y principalmente con el sodio. Esta combinacion constituye la sustancia conocida vulgarmente con el nombre de sal marina, á la que se considera en la actualidad como formada de cloro y sodio. Este cloruro se halla en estado sólido y disuelto en el agua de mar y en ciertos manantiales salados; en el primer estado forma la *sal gemma* ó *nativa*, que se halla en abundancia en algunos paises.

Extraccion del cloro. Puede obtenerse fácilmente el cloro por la reaccion de muchos de sus compuestos. En los laboratorios se le extrae por dos procedimientos diferentes.

Primer procedimiento. El procedimiento mas usado consiste en poner en un matraz pequeño terminado por un tubo encorvado que va á introducirse debajo de la cuba de agua, como se vé en la figura siguiente,

Digitized by Google



una parte de peróxido de manganeso reducido á polvo fino y de 5 á 6 partes de ácido clorhídrico líquido. Estos dos cuerpos obran uno sobre otro por la accion de un calor suave; el hidrógeno del ácido clorhídrico se une con el oxígeno del peróxido de manganeso para formar agua, y el cloro que ha quedado en libertad se divide en dos partes: una se une con el manganeso para producir protocloruro de manganeso, que queda disuelto, mientras que la otra se desprende en estado de gas que se recibe en frascos llenos de agua.

Reaccion atomística. Figura de la reaccion:

4 át. ácido clorhídrico { Cloro 4.. { 2 át. se desprenden. / 2. . . . . / Hidr. 4. . . . . agua

1 át. peróx. de mangan. { Oxígeno 2. / Mang. 1. . . . . Protocloruro de manganeso formado.

Digitized by Google

Segundo procedimiento. Por este procedimiento, que es mas económico, se extrae el cloro de la sal marina. Para esto se mezclan íntimamente en un mortero de hierro 3 partes de sal marina (cloruro de sodio) y una parte de peróxido de manganeso. Cuando se ha hecho esta mezcla se la introduce en un globo de triple capacidad y se vierte en ella poco á poco, agitando, dos partes de ácido sulfúrico á las cuales se añade otras dos partes de agua. Por la accion de un calor suave resulta un desprendimiento abundante de gas cloro, y por producto fijo protosulfato de sodio y protosulfato de manganeso. He aquí cómo puede concebirse esta reaccion: el agua que se añade al ácido sulfúrico se descompone, su oxígeno obra sobre el sodio para hacerle pasar al estado de protóxido de sodio, que se une con una parte del ácido sulfúrico, y su hidrógeno convierte el cloro en ácido clorhídrico. Este último se descompone á su vez por el peróxido de manganeso, y una parte del oxígeno de este último obra sobre todo el hidrógeno del ácido, de donde resulta cierta cantidad de agua, cloro gaseoso y protosulfato de manganeso que queda mezclado con el protosulfato de sodio.

Reaccion atomística. Figura que representa la reaccion.

Digitized by Google

1 át. clor. de sod. { Cl. 2. . . . . / Sod. 1. . . . . Ac. clor. { Cl. 2 se despr. / Hi. 2.

1 át. agua. . . { Hidr. 2. . . / Oxíg. 1. . . . . sosa . . agua formada

1 át. peróx. de mangan. { Man. 1. / Oxíg. 1. } Protóx. . . . . .

. . Sulf. de sosa formado

2 át. ác. sulfúr. { 1 át. . . . . / 1 át. . . . . .

Protosulfato de manganeso formado.

Propiedades del gas cloro. El cloro es un gas amarillo verdoso, de olor fuerte y desagradable, de sabor acerbo y estíptico; su densidad es de 2,4216. Es impropio para la combustion y para la respiracion. Cuando se sumerje dentro de él una bujía encendida, la llama se vuelve pálida y se agranda, toma un tinte rojo y se apaga despues. Respirado en pequeña cantidad, este gas ocasiona una sensacion de estrangulacion, constriñe el pecho, y produce un verdadero catarro nasal; introduciendo mayor cantidad de este gas dentro de los pulmones determina la hemoptisis y por consecuencia la muerte.

Accion del cloro sobre los colores vegetales y animales. Es muy notable la accion que ejerce el cloro sobre las materias colorantes vegetales ó animales, pues destruye á todas y les quita el color: es fácil comprobar esta

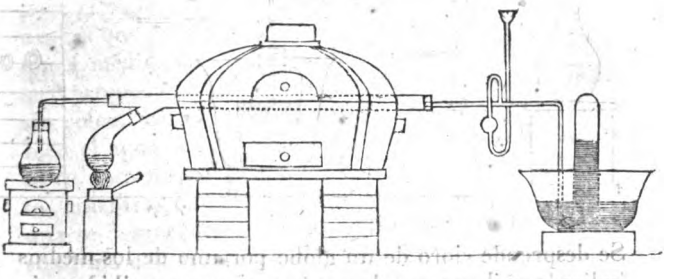
Digitized by Google

propiedad vertiendo tintura de girasol, tinta comun ó cualquier otro líquido de color dentro de un frasco que contenga cloro. El peso atomístico del cloro, deducido de su densidad, es de = 221,326.

Liquidacion del gas cloro. Según la observacion de M. Faraday, expuesto el cloro á una presion fuerte y á una temperatura baja, se liquida; en este estado es muy fluido y de color amarillo cetrino; su densidad, comparada con la del agua, es de 1,33; es tan volátil que bajo la presion ordinaria vuelve á tomar inmediatamente su estado gaseoso.

Accion del calórico y de la electricidad. El calórico y la electricidad no tienen ninguna accion sobre el cloro seco; pero cuando está húmedo, se trasforma en ácido clorhídrico por la descomposicion del agua en vapor que contiene.

Descomposicion del agua por el cloro. Para comprobar este resultado se coloca en un horno de reverbero un tubo de porcelana que termina en dos tubos por una de sus extremidades, y por la otra comunica con un tubo encorvado que se introduce debajo de un barreño lleno de agua. (Véase la figura.)



Se pone en comunicacion el tubo de porcelana por una parte con una retorta pequeña medio llena de agua, y por la otra con un aparato de que se desprende cloro. Si, despues de haber enrojecido el tubo,

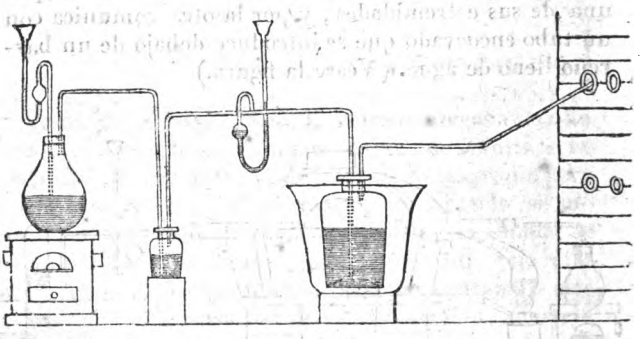
Digitized by Google

se hace pasar á la vez gas y vapor de agua, esta se descompone, el cloro se une con el hidrógeno del agua para formar ácido clorhídrico, que se disuelve en el agua del barreño, y el oxígeno desprendido va solo á la campana en que termina el aparato.

Por haber obtenido este resultado con gas cloro que contenia humedad, se concluyó en cierta época que tenia oxígeno; pero cuando el cloro está bien desecado, la temperatura mas elevada no le hace experimentar ninguna alteracion.

El aire no ejerce ninguna accion sobre este gas ni al frio ni al calor; se mezclan los dos sin combinarse.

Accion del agua sobre el cloro. El agua á la temperatura de + 20 y bajo la presion de 0,76 disuelve vez y media su volúmen de este gas. Se obtiene fácilmente esta disolucion haciendo pasar cloro gaseoso al través de agua destilada en el aparato siguiente.



Se desprende cloro de un globo por uno de los medios indicados; el gas que de aquí proviene es recibido primero en el primer frasco que contiene un poco de agua para lavarle y quitarle el ácido clorhídrico que podria llevar consigo. Despues de esta locion va á parar al fondo de un gran frasco lleno casi enteramente de agua fria, á la cual se conserva esta temperatura por medio de

Digitized by Google

paños mojados. El exceso de gas que no puede disolverse en el agua se pierde por una chimenea por medio de un tubo; si se quisiese, se podria sumergirle en el agua de otro frasco.

Disolucion acuosa de cloro. Preparada de este modo la disolucion acuosa de cloro, tiene el color y el olor característico del gas y la misma accion que él sobre las materias colorantes. Expuesto á un frio de 3 á 4 grados bajo cero, se forman cristales laminosos de color amarillo cetrino, que son una combinacion en proporciones definidas de agua y cloro (hidrato de cloro). Estos cristales contienen cerca de las $\frac{72}{100}$ de su peso de agua. Son permanentes á la temperatura en que se han formado, pero se funden á $+20$ y se convierten en líquido, dejando desprender con efervescencia una parte de su cloro.

Accion de la luz sobre la disolucion de cloro. Cuando se expone á la accion directa de la luz solar una disolucion de gas cloro en agua, resultan fenómenos análogos á los que hemos descrito anteriormente al hablar de la accion de este gas sobre el agua á una temperatura elevada. Se observa primero que pierde poco á poco el color, deja desprender pequeñas burbujas de un gas que presenta todos los caracteres del oxígeno, y que á medida que se altera de este modo, pierde todas sus propiedades y se trasforma en un líquido ácido sin color. En esta circunstancia se descompone tambien el agua; su hidrógeno se une con una parte del cloro para formar ácido clorhídrico que queda disuelto; mientras que el oxígeno se divide en dos partes: la una se desprende en estado de libertad, y la otra se combina con una parte del cloro y constituye el ácido clórico que se halla en el agua mezclado con el ácido clorhídrico.

Se presentan los mismos fenómenos por la accion de la luz difusa, pero mas lentamente. Por esta razon en los laboratorios hay precision de conservar esta di-

Digitized by Google

solucion al abrigo de la luz, poniéndola en un paraje oscuro, ó lo que es preferible, cubriendo con papel negro ó con una capa de color negro toda la superficie del frasco que la contiene. Para conservar esta son muy convenientes frascos de vidrio negro.

COMBINACIONES OXIGENADAS DEL CLORO.

Compuestos de cloro con el oxígeno. En la actualidad se conocen cuatro combinaciones del cloro con el oxígeno, que se designan con los nombres siguientes: *ácido hipocloroso*, *ácido cloroso*, *ácido clórico* y *ácido perclórico.*

En estos diferentes grados de oxidacion la relacion de los elementos es tal que dos volúmenes de cloro gaseoso se combinan con 1, 4, 5, 7 volúmenes de gas oxígeno.

No puede obtenerse directamente ninguno de estos compuestos, y su formacion se verifica en las circunstancias que mencionaremos al hablar de cada uno de ellos.

ÁCIDO HIPOCLOROSO.

El cloro presenta de particular entre los demás cuerpos simples, que su primer grado de oxidacion es un ácido débil. M. Berzelius ha sido el primero que ha admitido su formacion cuando se hace pasar cloro á la temperatura ordinaria al través de las disoluciones débiles de óxido de potasio, de sodio, de calcio y de otros óxidos hidratados ó diluidos en agua.

M. Balard ha llegado á aislar este ácido y á determinar sus propiedades y su composicion por los experimentos que ha emprendido en el transcurso del año de 1834 (*Anales de Química y de Física*, tomo 57, pág. 225).

Preparacion del ácido hipocloroso. El mejor y el mas

Digitized by Google

productivo de los procedimientos para obtener este ácido, consiste en verter en frascos llenos de cloro gaseoso, deutóxido de mercurio porfirizado y diluido en diez á doce veces su peso de agua destilada. La absorcion del cloro se verifica muy rápidamente agitando los frascos; una parte del óxido se descompone por el cloro, y el oxígeno de este óxido se une con una parte del cloro para formar ácido hipocloroso que queda disuelto, mientras que el mercurio se combina con otra porcion de cloro y con el óxido no descompuesto para formar un oxicloruro de mercurio insoluble. Terminada la reaccion, se separa por medio de un filtro el oxicloruro formado, y sometido el licor á la destilacion en el vacío da ácido hipocloroso débil que puede concentrarse destilándole otra vez.

Propiedades del ácido hipocloroso. Este ácido puede existir en dos estados: disuelto en el agua y en estado de gas permanente á la presion ordinaria.

En el primer estado es un líquido trasparente, ligeramente amarillento, de olor vivo y penetrante, análogo al del cloro, y su sabor ácido es de los mas enérgicos. Ataca fuertemente la epidermis y le da un color pardo rojizo. Sus elementos son poco estables, porque se descompone cuando está concentrado con la mayor facilidad á la luz difusa y á la luz directa.

Accion sobre los metaloideos. El azufre, el selenio, el fósforo y el arsénico se acidifican por el contacto de su disolucion dando lugar á un desprendimiento de cloro.

Reducido este ácido á la forma gaseosa tiene el color del gas cloro y el olor del ácido líquido; el mercurio le absorbe trasformándose en oxicloruro; el agua puede disolver mas de cien veces su volúmen; el calórico le descompone con explosion.

El azufre y el fósforo, puestos en contacto con este gas, le descomponen instantáneamente con una fuerte detonacion y una luz viva.

Composicion. Segun la análisis que se ha hecho se

Digitized by Google

compone de un volúmen de oxígeno y dos volúmenes de cloro, ó en peso de

Cloro.....	81,58	2 átomos.
	ó	
Oxígeno....	18,42	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula $= Ch^2O^1$.

ÁCIDO CLOROSO Ó DEUTÓXIDO DE CLORO.

Descubrimiento. Davy y Von Stadion descubrieron casi al mismo tiempo este compuesto de cloro y oxígeno.

Extraccion. Se prepara del modo siguiente: despues de haber hecho una pasta con clorato de potasa pulverizado y ácido sulfúrico dilatado en su peso de agua, se llena de esta mezcla casi enteramente un tubo de vidrio de centímetro y medio de ancho, por un decímetro de largo, y cerrado por uno de sus extremos; despues se adapta á este tubo otro tubo encorvado muy estrecho, que se introduce debajo de la cuba de mercurio. Colocando el aparato verticalmente en una vasija llena de agua que se calienta poco á poco, se desprende gran cantidad de ácido cloroso que se recoge debajo de campanas llenas de mercurio. En esta operacion el ácido sulfúrico se apodera solo de una parte de la potasa y la trasforma en sulfato ácido de potasa; el ácido clórico con que estaba unida cede una parte de su oxígeno al ácido clórico que queda combinado con la otra parte de la potasa, y le hace pasar al estado de ácido perclórico, pasando él mismo al estado de ácido cloroso que se desprende. Por consiguiente el residuo de esta descomposicion es una mezcla de bisulfato de potasa, de per-

Digitized by Google

clorato de potasa y de clorato de potasa no descompuesto.

Tratando el clorato de potasa por el ácido clorhídrico debilitado, se desprende un gas verdoso descubierto por Davy en 1811, y considerado como un protóxido de cloro; pero los nuevos experimentos hechos en 1832 por M. Soubeiran han demostrado que era una mezcla de cloro gaseoso y ácido cloroso.

Propiedades. El ácido cloroso es gaseoso, de color verdoso y de olor aromático particular, que en nada participa del del cloro; es permanente á la temperatura y á la presion ordinarias, pero se le puede liquidar por una presion fuerte. Tiene la misma accion sobre las materias colorantes que el ácido hipocloroso.

Cuando se calienta este gas á la temperatura de $+100^{0}$, se descompone de pronto con mas violencia que el ácido hipocloroso y con desprendimiento muy sensible de luz.

El agua disuelve gran cantidad de este gas, y de este modo contrae su olor y su sabor astringente.

Composicion. Es fácil determinar la composicion de este gas sometiéndole á la accion del calor; segun M. Soubeiran se compone de

Cloro.....	52,54	1 átomo.
	ó	
Oxígeno....	47,46	2 átomos.
	100,00	

Su fórmula $= Ch'O^{2}$.

ÁCIDO CLÓRICO.

M. Gay Lussac fué el primero que aisló este ácido, cuya existencia fué sospechada por Berthollet en las sales que en otro tiempo eran conocidas con el

Digitized by Google

nombre de muriatos sobreoxigenados, y en la actualidad se las designa con el de cloratos. Se forma cuando reacciona el cloro sobre los óxidos metálicos disueltos ó diluidos en agua (*V.* Cloratos).

Preparacion del ácido clórico. Se le obtiene descomponiendo el clorato de barita disuelto en cuatro ó cinco partes de agua por cantidad conveniente de ácido sulfúrico debilitado. La barita se precipita en estado de sulfato insoluble, y el ácido clórico puesto en libertad, queda disuelto en el agua. Despues de haber separado el sulfato de barita por medio del filtro, se evapora á un calor suave la disolucion de ácido clórico hasta la mitad de la consistencia de los jarabes.

Propiedades. El ácido clórico es un líquido sin color, sin olor y de sabor ácido; su disolucion acuosa enrojece los colores azules vegetales sin destruirlos. Si despues de haberle reducido á la consistencia de jarabe se le calienta, una parte se descompone en una mezcla de cloro y oxígeno, y la otra se trasforma en ácido oxiclórico.

Este ácido se combina con la mayor parte de los óxidos y forma sales cristalizables mas ó menos solubles.

Composicion. Segun algunas consideraciones analíticas sobre este ácido, M. Gay Lussac ha establecido que estaba compuesto de cinco volúmenes de oxígeno por dos volúmenes de cloro, ó de 5 átomos de oxígeno por 2 átomos de cloro, ó en peso de

Cloro.....	46,97	ó	2 átomos.
Oxígeno....	53,03		5 átomos.
	100,00		

Su fórmula $= Ch^2O^5$.

Digitized by Google

ÁCIDO PERCLÓRICO Ú OXICLÓRICO.

El conde de Stadion ha observado este ácido (en 1814) en el residuo de la reaccion del ácido sulfúrico sobre el clorato de potasa. Se le obtiene lavando este residuo en el agua hasta que ya no dé indicios de acidez; entonces se disuelven el sulfato ácido de potasa y el clorato de potasa, pero no el perclorato. Para separar de este el ácido perclórico, se le mezcla con la mitad de su peso de ácido sulfúrico dilatado en su tercera parte de agua y se le destila á un calor suave: el ácido perclórico desprendido se reduce á vapor y se condensa enteramente en el globo.

Propiedades. Este ácido es líquido y no tiene color ni olor; enrojece el girasol sin destruirle, y se le puede obtener concreto destilándole con cinco veces su volúmen de ácido sulfúrico concentrado. Expuesto á un calor de + 150° se volatiliza sin descomponerse, lo cual prueba que sus elementos están mas íntimamente unidos que en el ácido clórico.

Composicion. Se compone de siete volúmenes de oxígeno y de dos volúmenes de cloro, ó en peso de

Cloro.....	38,74	2 átomos.
	ó	
Oxígeno....	61,26	7 átomos
	100,00	

Su fórmula = Ch^2O^7.

COMBINACION DEL CLORO CON EL HIDRÓGENO.

Acido clorhídrico. El cloro y el hidrógeno solo se unen en una sola proporcion, y este compuesto, que constituye el *ácido clorhídrico*, fué conocido en otro

Digitized by Google

tiempo con el nombre de *ácido marino*, *ácido muriático* ó *espíritu de sal*.

Preparacion directa. Se le puede obtener directamente mezclando cloro con hidrógeno y exponiendo la mezcla ya á la luz difusa, ya á la del sol, ó ya en fin á la accion del calor. En el primer caso es lenta la combinacion, y se verifica en el espacio de algunos dias; en el segundo es tan rápida que en el momento en que los rayos del sol hieren esta mezcla es tan fuerte la detonacion, que se rompe de pronto la vasija por el mayor volúmen que tiene el compuesto que se ha formado; por lo cual es necesario tomar todas las precauciones necesarias para no correr el peligro de ser herido por los pedazos de vidrio al hacer este experimento. Despues de haber hecho la mezcla de los dos gases, se debe colocar la vasija que los contiene en un sitio en que se pueda alumbrar lo que sea necesario sin tener la vasija en las manos.

Accion del calórico. Cuando se quiere combinar estos dos gases por medio del calor, se hace pasar debajo del agua á un frasco de cerca de medio cuartillo, partes iguales de gas cloro é hidrógeno, y despues de haberle tapado, se le menea para mezclar bien los gases; si entonces se rodea el frasco con una servilleta doblada muchas veces y despues de haberle destapado se aproxima á su abertura una bujía encendida, en el instante se verifica la reaccion, de la cual resulta una detonacion y la formacion de vapores blancos que son gas clorhídrico. Un carbon hecho ascua ó un pedazo de ladrillo calentado á $+200^{0}$ producirian el mismo efecto.

Accion de la luz difusa. Estos dos gases no tienen ninguna accion entre sí en la oscuridad perfecta; pero si se expone esta mezcla á la luz difusa, desaparece poco á poco el color amarillo del cloro á consecuencia de la formacion del gas clorhídrico. Puede hacerse fácilmente este experimento tomando un frasco y un globo de cuello largo, de igual capacidad, y llenándolos el uno de cloro y el otro de hidrógeno, estando

Digitized by Google

ambos gases perfectamente secos. Si se ajusta el cuello del globo al cuello del frasco, y despues de haber embetunado las dos aberturas se abandona el aparato á sí mismo en un rincon del laboratorio en donde no pueda recibir directamente los rayos del sol, se observa al cabo de algunos dias que la mezcla ha perdido casi enteramente su color amarillo, y que expuesta al sol pierde enteramente el color en muy poco tiempo. Examinando entonces el producto formado, se reconoce que el volúmen del gas clorhídrico que resulta de esta reaccion es precisamente igual á la suma de los dos gases empleados.

Preparacion. El gas clorhídrico se prepara en los laboratorios tratando el cloruro de sodio por el ácido sulfúrico hidratado. Se descompone el agua que contiene este último; su oxígeno es atraido por el sodio, que pasando al estado de protóxido de sodio (sosa) se une con el ácido sulfúrico para formar sulfato de sosa; el hidrógeno obra sobre el cloro para constituir el gas clorhídrico, que se desprende y se le puede recoger sobre mercurio.

Reaccion atomística. Figura de la reaccion:

1 át. clor. de sodio. { Cloro 2. / Sodio 1. . . . el ác. clorhídr. desprende.

1 át. agua. . . . . { Hidr. 2. / Oxíg. 1. . . . sosa. . .

1 át. ácido sulfúrico. . . . . .

Sulfato de sosa formado.

Aparato para obtener el gas clorhídrico. Es muy sencillo el que se emplea para esta operacion, y

consiste en un globo pequeño ó una ampolleta de vidrio, á cuyo cuello se ha adaptado un tubo encorvado. En esta ampolleta se pone cierta cantidad de sal marina en polvo, se vierte encima bastante ácido sulfúrico para humedecerla, y despues se ajusta el tubo que se tendrá preparado de antemano. Inmediatamente hay efervescencia debida al desprendimiento del gas clorhídrico; se dejan perder las primeras porciones que están mezcladas con el aire contenido en las vasijas, y se le recoje despues en campanas ó frascos llenos de mercurio. Cuando el desprendimiento se verifica con lentitud, se calienta ligeramente la ampolleta. Una corta cantidad de sal marina da muchos litros de este gas.

Propiedades. El gas clorhídrico es un gas permanente á la temperatura y á la presion ordinarias; no tiene color y su olor es ácido muy picante; su densidad es de 1,247; es impropio para la respiracion lo mismo que para la combustion; puesto en contacto con el aire esparce muchos vapores blancos que resultan de la combinacion de este gas con el vapor de agua que contiene la atmósfera; enrojece mucho la tintura de girasol, como todos los compuestos ácidos, y precipita muchos copos blancos de la disolucion de azoato de plata, lo mismo que de la de protoazoato de mercurio. Estos precipitados son cloruros.

Liquidacion del gas clorhídrico. Segun M. Faraday este gas puede liquidarse á una presion fuerte y bajando la temperatura (*Anales de Química y Física*, t. XXIV). Sometido á la accion del calor no experimenta alteracion alguna á ninguna temperatura.

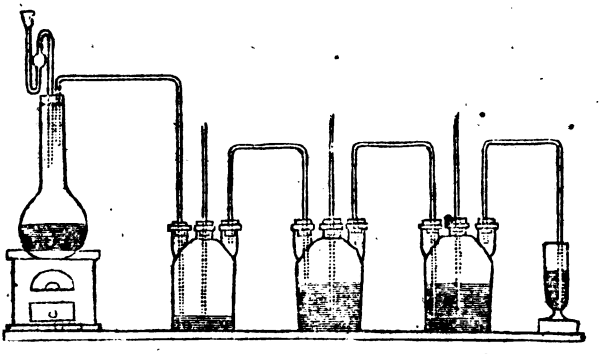
Accion del aire. El aire no tiene accion sobre este gas ni en frio ni al calor; solo que le cede el agua que puede contener y le condensa en vapores blancos.

Accion del agua. El agua tiene tan grande afinidad con el gas clorhídrico que á la temperatura de $+20^{o}$ y á la presion de $0^{m},76$ puede disolver 464 veces su volúmen. El hielo goza tambien de la propiedad de absorberle con rapidez. Se demuestra la solubilidad

Digitized by Google

de este gas en el agua, llenando una campana de gas puro, y colocándola sobre un platillo que contenga mercurio para interceptar toda comunicacion entre el gas y el aire exterior. Si en esta posicion se la sumerje en el fondo de un barreño lleno de agua y se levanta la campana, en el instante se eleva el agua con tanta rapidez que la vista apenas puede seguir su ascenso. Algunas veces sucede que de la sacudida que de aquí resultase puede romper la campana, cuando esta no es muy gruesa.

Preparacion de la disolucion de gas clorhídrico. La disolucion acuosa de este gas se prepara en los laboratorios haciendo pasar este gas á través de cierta cantidad de líquido. Esta operacion se ejecuta en el aparato siguiente:



Se coloca un gran globo de vidrio sobre un hornillo por medio de un triángulo de hierro, y se le pone en comunicacion con tres frascos de Woulf, que tengan tubos de seguridad. El primer frasco solo contiene una pequeña cantidad de agua que está destinada á lavar el gas; los otros dos solo están llenos hasta las dos terceras partes. Entonces despues de introducida en el globo la sal marina fundida y pulverizada, se embetunan bien las junturas y se vierte poco á poco por el tubo de

Digitized by Google

bola en S tanto ácido sulfúrico dilatado en su tercio de agua cuanta sal se emplea. De aquí resulta aun á la temperatura ordinaria un desprendimiento de gas que despues de haber desalojado el aire del globo va á parar al agua del primer frasco, se disuelve en ella y no tarda en saturarla; de aquí pasa al agua del segundo y del tercer frasco á la cual satura sucesivamente. A medida que el agua absorbe el gas clorhídrico se observa que aumenta de volúmen y se calienta mucho, lo cual debilita su accion disolvente. Debe limitarse la cantidad de agua que se quiere saturar de gas clorhídrico con relacion á la cantidad de la sal marina que se emplea. La experiencia enseña que 500 gramas de sal bastan para saturar, á la temperatura de +20, 341 gramas de agua destilada.

En otro tiempo se conocia á la disolucion de ácido clorhídrico con el nombre de *ácido muriático*, *ácido marino*, y en el comercio se la designa aun con el de *espíritu de sal.*

Propiedades de esta disolucion. Este ácido líquido, cuando está puro, es un líquido blanco, muy ácido y cáustico, de olor picante muy fuerte; cuando está lo mas concentrado posible, su densidad es de 1,210; en este estado contiene 42,43 de ácido por ciento; expuesto al aire esparce muchos vapores blancos como lo hace el mismo gas, y que provienen de la misma causa. Los reactivos obran sobre esta disolucion como sobre el gas. Bajo este estado se emplea el ácido clorhídrico en los laboratorios y en las artes. El que se halla en el comercio, el cual resulta de su fabricacion en grande, es siempre muy impuro y tiene un color amarillo oscuro á causa de un poco de percloruro de hierro del que se le puede purificar para los usos ordinarios en retortas de vidrio. Muchas veces este ácido contiene ácido sulfuroso, el cual se reconoce por su olor picante desagradable y por la propiedad que tiene de formar un precipitado blanco con la disolucion de barita. La presencia de este ácido extraño consiste en un defecto en la preparacion, pues los fabrican-

Digitized by Google

tes dan mucho fuego al residuo al fin de la operacion.

En la tabla siguiente trazada por Emd. Davy se hallan indicadas las diferencias de concentracion que presenta la disolucion de gas clorhídrico, segun la densidad de su disolucion:

Densidad.	*Cantidad de ácido por ciento.*	*Densidad.*	*Cantidad de ácido por ciento.*
1,210	42,43	1,100	20,20
1,200	40,80	1,090	18,18
1,190	38,38	1,080	16,16
1,180	36,36	1,070	14,14
1,170	34,34	1,060	12,12
1,160	32,32	1,050	10,10
1,150	30,30	1,040	8,08
1,140	28,28	1,030	6,06
1,130	26,26	1,020	4,04
1,120	24,24	1,010	2,02
1,110	22,22		

Composicion. Es fácil determinar la composicion del gas clorhídrico por la análisis y por la síntesis; ya hemos dicho que el cloro y el hidrógeno se unian en volúmenes iguales para formar este gas, y por consiguiente que un volúmen de gas clorhídrico contenia medio volúmen de cloro y medio volúmen de hidrógeno sin que haya habido condensacion.

La densidad de este gas es una prueba evidente de esto; porque si se suman las mitades de las densidades del cloro y del hidrógeno se obtiene un número que se diferencia poco del que da la experiencia.

Por otra parte, se consigue confirmar este resultado descomponiendo el gas clorhídrico por la potasa, pues

Digitized by Google

este metal absorbe por medio del calor todo el cloro y deja al hidrógeno, cuyo volúmen despues de la operacion es precisamente igual á la mitad del volúmen del gas clorhídrico.

Segun todas estas consideraciones el gas clorhídrico se compone de

1 volúmen de cloro.	ó en peso	Cloro.	97,26
1 volúmen de hidróg.		Hidróg.	2,74
			100,00

Su composicion atomística es $Ch^1 H^1$.

CLORUROS DE CARBONO.

Accion del cloro sobre el carbono. El cloro no puede combinarse directamente con el carbono á ninguna temperatura; pero cuando se pone en contacto el cloro con el carbon á un calor rojo, el hidrógeno que contiene este último se une con el cloro, de donde resulta solo gas clorhídrico que se desprende.

Cuando el cloro reacciona sobre ciertos compuestos que contienen carbono, puede combinarse con este y formar una verdadera combinacion en proporciones variables.

M. Faraday, químico inglés, fué el primero que en 1820 indicó la existencia de dos compuestos de cloro y de carbono. Se los ha obtenido haciendo obrar á la accion de la luz el gas cloro sobre el hidrocarburo de cloro (combinacion de cloro y de gas hidrógeno deutocarbonado). A medida que es absorbido el cloro, se descompone el líquido, se forma ácido clorhídrico y percloruro de carbono que aparece bajo la forma de una masa blanca cristalizada en agujas. Para purificar estos cristales se los lava con agua alcalina para quitarles el ácido clorhídrico, y despues de haberlos disuelto en un poco de alcohol, se los pre-

Digitized by Google

cipita por el agua y se los seca bien entre papel de filtros.

Percloruro de carbono. Este percloruro tiene las propiedades siguientes: es sólido, blanco, trasparente despues de su sublimacion, y cristaliza en agujas pequeñas ó láminas; su olor es aromático y como alcanforado, y su densidad es de 2,000. Expuesto á la accion del calor se funde á + 160, entra en ebullicion á + 180, y se volatiliza en parte sin sufrir alteracion alguna.

El aire y el oxígeno no tienen accion sobre él; es tan poco combustible que no puede arder sino sumergiéndole en la llama del alcohol; al arder, da á la llama un color rojo y produce mucho humos ácidos. No se disuelve en el agua; pues solo gozan de esta propiedad el alcohol, el éter sulfúrico y los aceites.

Composicion. Segun la análisis de M. Faraday 100 partes de este percloruro están formadas de

Cloro.	89,72	3 át. de cloro.
	ó	
Carbono. . . .	10,28	1 át. de carbono.
	100,00	

Su fórmula = $C\,Ch^3$.

Deutocloruro de carbono. Se obtiene el deutocloruro haciendo pasar el percloruro en vapor al través de un tubo de porcelana calentado hasta el rojo de fuego, y que contenga pedazos de porcelana para multiplicar los puntos de contacto. De esta descomposicion resulta gas cloro y deutocloruro que va á un tubo encorvado, rodeado de hielo, que se halla colocado en uno de los extremos del tubo de porcelana. El deutocloruro que se condensa está mezclado con cloro y percloruro; se le agita con mercurio para absorber el primer gas, y destilándole con cuidado se le aisla del último que es menos volátil.

Digitized by Google

Propiedades. El deutocloruro es un líquido sin color, muy claro, cristalino y de olor aromático; su densidad es de 1,550; entra en ebullicion á + 120° segun M. Regnault. La densidad de su vapor es de 5,724. El agua, el alcohol y el éter obran sobre él del mismo modo que sobre el percloruro. Segun este último químico se compone de

Cloro.	85,28	2 átomos de cloro.
	ó	
Carbono. . . .	14,72	1 átomo de carbono
	100,00	

Su fórmula = C Cl².

M. Julian de Abo encontró casualmente otro compuesto de cloro y carbono destilando el ácido azórico. Segun M. Regnault se le puede obtener aunque con mucha dificultad haciendo pasar muchas veces de seguida deutocloruro al través de un tubo calentado á un buen calor rojo; entonces se condensa en las partes frias del tubo en agujas blancas, sedosas, muy finas que se quitan por medio del éter sulfúrico.

Este protocloruro casi tiene olor y hierve á una temperatura elevada.

Composicion. Se compone, segun M. Regnault, de

Cloro.	64,33	1 átomo de cloro.
	ó	
Carbono. . . .	35,67	1 átomo de carbono.
	100,00	

Su fórmula = C Cl.

(*Anales de Química y Física*, t. LXX, p. 104.)

COMBINACION DEL CLORO CON EL GAS ÓXIDO DE CARBONO.

(*Cloruro de óxido de carbono.*)

Preparacion del cloruro de óxido de carbono. Se obtiene este compuesto, descubierto por M. John Davy, poniendo en un frasco seco partes iguales de gas cloro y de gas óxido de carbono secos tambien. Si se expone esta mezcla durante cerca de un cuarto de hora á la luz del sol, se efectua la combinacion y desaparece enteramente el color amarillo del cloro. Abriendo entónces el frasco debajo de un baño de mercurio, sube el metal hasta la mitad del frasco, lo cual prueba que los gases se han contraido por su union la mitad de su volúmen. En razon á que se forma este compuesto bajo la influencia de la luz, M. Davy habia propuesto designarle con el nombre de fosgeno (φως, luz; γενος, engendro).

Propiedades. Este compuesto es un gas sin color y de olor fuerte y picante que excita el lagrimeo; su densidad es de 3,399; es impropio para la combustion y enrojece mucho el girasol.

Accion del agua. Cuando se le pone en contacto del agua, es absorbido muy pronto; pero el agua se descompone y le trasforma en ácido carbónico y en ácido clorhídrico, de lo que se deduce evidentemente que el oxígeno se une con el óxido de carbono y el hidrógeno con el cloro.

Los metales que tienen mucha afinidad con el cloro le descomponen absorbiendo el cloro y dejando en libertad el gas óxido de carbono.

Segun lo que hemos expuesto anteriormente, el cloruro de óxido de carbono está compuesto de un volúmen de gas cloro y de un volúmen de gas óxido de

Digitized by Google

carbono, condensados en un solo volúmen, ó en peso de

Cloro.....	71,63	1 át. cloro.
	ó	
Oxido de carbono.	28,37	1 át. óxido de carbono.
	100,00	

COMBINACION DEL CLORO CON EL GAS HIDRÓGENO DEUTOCARBONADO.

(*Cloruro de hidrógeno bicarbonado, hidrocarburo de cloro, licor de los holandeses.*)

Cloruro de hidrógeno bicarbonado. De los dos compuestos gaseosos de hidrógeno y de carbono, solo el hidrógeno bicarbonado puede unirse con el cloro. Mezclando debajo de agua volúmenes iguales de estos dos gases, se condensa y precipita sobre las paredes de la vasija un líquido aceitoso que las moja y cae muy pronto al fondo.

Preparacion. Se obtiene gran cantidad de este compuesto haciendo entrar en un globo por una parte gas cloro y por otra gas hidrógeno deutocarbonado. Si se arregla la operacion de modo que haya un exceso del último, el compuesto es neutro: en el caso contrario, es mas ó menos ácido á consecuencia de la accion del cloro sobre el producto; pero despues que se ha formado es necesario lavarle muchas veces con agua.

Propiedades. El hidrocarburo de cloro es un líquido sin color y de olor etéreo muy agradable; su sabor es azucarado, caliente y aromático; su densidad es de 1,220; hierve á + 66°,7; no tiene accion sobre la tintura de girasol. Expuesto á la accion del calor hierve y se volatiliza adquiriendo poco á poco color; puesto en contacto de un cuerpo inflamado arde como las esencias produciendo una llama verde y un humo es-

Digitized by Google

peso, picante y ácido, que deposita negro de humo sobre los cuerpos frios.

Accion del calórico. Sometido á la accion de un calor rojo, el hidrocarburo de cloro se descompone y da, como lo han probado MM. Robiquet y Colin (*Anales de Química y de Física*, t. I, p. 33) un depósito abundante de carbon y una mezcla de gas clorhídrico y de gas hidrógeno protocarbonado.

Segun los resultados que han obtenido estos químicos y la densidad de su vapor, parece compuesto de volúmenes iguales de hidrógeno deutocarbonado y de cloro, ó de un átomo de cloro y un átomo de hidrógeno deutocarbonado.

Accion del cloro. El cloro, bajo la influencia de la luz solar, puesto en contacto con el hidrocarburo de cloro, reacciona poco á poco sobre sus elementos, se sustituye al hidrógeno y le convierte en ácido clorhídrico y en percloruro de carbono.

Composicion. Segun una análisis que ha hecho M. Regnault en 1838, le ha hallado compuesto de

Cloro.....	71,32		1 átomo.
Carbono....	24,65	ó	1 átomo.
Hidrógeno...	4,03		2 átomos.
	100,00		

Su fórmula $= C\,H^2, Ch^1$.

USOS DEL CLORO.

La accion que el cloro tiene sobre las materias orgánicas hace que se le emplee, como M. Berthollet lo ha propuesto el primero, para blanquear los tejidos de lino y cáñamo. En la actualidad se usa este procedimiento en las artes; para esta operacion se toma el cloro disuelto en agua ó en estado de ácido hipocloroso combinado con los óxidos de potasio, de sodio ó de cal-

Digitized by Google

cio. En todas estas reacciones obra por la afinidad que tiene con el hidrógeno, pues quita una parte de este elemento á la materia orgánica para formar ácido clorhídrico, y ocupa el lugar del hidrógeno en un gran número de casos.

Se le emplea en estado de gas para desinfectar el aire cargado de miasmas pútridos, y es una de sus mas felices y útiles aplicaciones que debemos á Guyton de Morveau, y en reconocimiento se ha dado á esta *fumigacion* el nombre de *guitoniana*.

Se ejecuta fácilmente la desinfeccion del aire cargado de emanaciones pútridas, desprendiendo en el mismo paraje una cierta cantidad de este gas, despues de haber alejado los hombres y los animales, que podrian sufrir muchas incomodidades por la accion que ejerce el cloro sobre la economía. Aunque este gas á una dosis elevada obra como un poderoso irritante de las vias respiratorias, sin embargo es útil hacerle respirar en cantidad muy pequeña esparcido en el aire, como medio preservativo de los contagios y en los casos de asfixia por el ácido sulfhídrico.

Se han inventado diversos aparatos fumigatorios para hacer desprender la cantidad que se quiera de este gas, ya en las habitaciones de los enfermos, cerca de sus camas, ya en los establos ó apriscos de los animales.

Hace poco tiempo que se han comprobado los buenos efectos de la inspiracion de cortas cantidades de gas cloro en algunas enfermedades recientes del pulmon en el hombre. Se le ha empleado igualmente en ciertos casos de enfermedades contagiosas de algunos animales domésticos; pero en la actualidad se han puesto en duda los buenos resultados que dicen ha producido.

Digitized by Google

CAPITULO IX.

BROMO.

SU ESTADO NATURAL, SU EXTRACCION, SUS PROPIEDADES, SUS COMPUESTOS CON EL OXÍGENO, EL HIDRÓGENO, EL CLORO, EL CARBONO, &c. &c.

El bromo, por el conjunto de compuestos que forma con los demás cuerpos simples, tiene mucha analogía con el cloro; pero se distingue de él por un gran número de caractéres.

Estado natural. M. Balard descubrió este metaloides en 1826 en las aguas madres de los pantanos salados en donde existe combinado con el magnesio (bromuro de magnesio). Despues se le ha encontrado en el agua de mar en muy pequeña cantidad; en la del mar Muerto y en otras aguas saladas y minerales, y es probable que en muchas circunstancias se halle disuelto con el cloruro de sodio. El difundo Barruel, el mayor, gefe de los trabajos químicos de la Facultad de medicina de París, le ha extraido en gran cantidad de las aguas madres de la sosa de varec, en donde existe tambien en estado de bromuro y mezclado con el ioduro de sodio.

Extraccion. Es muy sencilla la extraccion del bromo de las aguas madres que le contienen, y está fundada en la mayor afinidad que tiene el cloro con los metales, con los cuales puede unirse.

Primer procedimiento. M. Balard ha indicado dos medios para extraer el bromo. El primero consiste en hacer pasar una corriente de gas cloro por las aguas madres de la sal y en destilar el líquido en una retorta, teniendo la precaucion de condensar los vapores amarillos rutilantes que se desprenden, ya en un globo,

Digitized by Google

ya en un tubo de vidrio rodeado por una mezcla refrigerante.

Segundo procedimiento. El segundo medio de preparar el bromo, que prefiere M. Balard, se funda en la solubilidad del bromo en el éter sulfúrico. Despues de haber hecho pasar cloro al agua madre en que existe bromo, se agita fuertemente en un frasco el líquido con cierta cantidad de éter; entonces se le abandona á sí mismo, y se separa en dos partes; el éter, que ha adquirido un color rojo de jacinto por el bromo que ha disuelto, sobrenada en el agua madre que entonces ha perdido su color.

Para separar el bromo de la disolucion etérea, se agita despues esta con una disolucion de potasa cáustica; de aquí resulta que se descompone este óxido y se forma bromuro de potasio soluble y bromato de potasa que es poco soluble y se precipita. Evaporando el licor se obtiene bromuro de potasio mezclado con la tercera parte de su peso de peróxido de manganeso, y al cual se trata despues por el ácido sulfúrico dilatado en una retorta que comunique con un globo que contenga agua.

En esta operacion el peróxido de manganeso obra del mismo modo que en la extraccion del cloro (*véase* la extraccion del cloro), descompone el ácido bromhídrico que se ha desprendido por el ácido sulfúrico. Los vapores de bromo que de aquí provienen, se condensan en parte sobre las paredes del cuello de la retorta en un líquido rojo oscuro que en razon á que es mas denso, se precipita en el fondo del agua sin disolverse cantidad sensible de él; por otra parte saturándose la capa de agua que le cubre, impide la disolucion de las demás. De cualquier modo que se le prepare, para obtener el bromo puro es necesario destilarle otra vez en una retorta pequeña con cloruro de calcio que absorbe el agua que puede contener (*Anales de Química y de Física*, tomo XXXI, p. 342).

Propiedades. A la temperatura ordinaria el bromo se presenta bajo la forma de un líquido rojo tan oscu-

Digitized by Google

ro que parece negro por reflexion, y de color rojo de jacinto visto por refraccion; tiene un olor fuerte y desagradable, lo que ha hecho que se le dé el nombre que tiene, y el cual se deriva de βρωμος (mal olor). Su sabor es fuerte, acre y cáustico; obra violentamente sobre la economía animal; su densidad es de 2,966. Se solidifica en una masa cristalina á —20°; puesto en contacto con la piel, le da un color amarillo oscuro corroyéndola; es tan grande su volatilidad, que vertiendo una gota en un frasco, se evapora al instante y le llena de un vapor amarillo rutilante, impropio para la combustion; destruye rápidamente las materias colorantes y se conduce respecto á este punto lo mismo que el cloro. El peso de su átomo es 489,153.

Accion del calórico. Expuesto á la accion del calor el bromo hierve á + 47° y se reduce pronto á vapores; pero no experimenta ninguna alteracion ni aun á una temperatura roja.

Accion del agua. El agua solo disuelve pequeñas cantidades de bromo, y sus verdaderos disolventes son el alcohol y el éter.

El bromo no es capaz de descomponer el agua como lo hace el cloro; pues segun M. Balard no se observa que haya descomposicion haciendo pasar bromo y agua en vapor al través de un tubo de porcelana enrojecido.

COMPUESTO DE BROMO Y OXÍGENO.

(*Acido brómico.*)

No se sabia unir directamente el bromo con el oxígeno; pero cuando este último se halla en estado de gas naciente, se combinan estos dos cuerpos y se forma un ácido designado con el nombre de ácido brómico.

Extraccion del ácido brómico. Se forma este ácido siempre que el bromo obra sobre algunos de los óxidos metálicos en presencia del agua; el oxígeno del

Digitized by Google

óxido obra sobre el bromo y le acidifica, mientras que este metal se une con otra porcion del bromo para formar un bromuro. De este modo obran las disoluciones de óxido de potasio, de sodio, de bario, &c. sobre el bromo.

Se extrae fácilmente el ácido brómico del protobromato de bario que se forma en una de las circunstancias que hemos indicado anteriormente. Se hace una disolucion acuosa de esta sal y se la precipita por cantidad conveniente de ácido sulfúrico. El protóxido de bario se une con el ácido sulfúrico y forma sulfato de barita insoluble, mientras que el ácido brómico queda disuelto en el agua; se le separa de la mayor parte de esta evaporándola lentamente ó exponiéndola en el vacío.

Propiedades. El ácido brómico se halla bajo la forma de un líquido de consistencia de jarabe, sin color, ni olor, y de sabor muy ácido; enrojece la tintura de girasol y poco tiempo despues le quita el color, lo cual prueba la poca afinidad que tienen sus elementos; expuesto á la accion del calor se descompone en parte en bromo y en oxígeno, y se evapora la otra parte sin experimentar alteracion sensible.

La mayor parte de los ácidos minerales pueden descomponerle, principalmente los que no están saturados de oxígeno; algunos hidrácidos gozan tambien de esta propiedad.

Composicion. Segun los resultados que dan algunos bromatos por la accion del fuego, se compone el ácido brómico de

Bromo.....	64,69	2 átomos de bromo.
	ó	
Oxígeno....	35,31	5 átomos de oxígeno
	100,00	

Su fórmula $= Br^2 O^5$.

Digitized by Google

Este ácido es el único compuesto de oxígeno y bromo que se conoce.

COMPUESTO DE BROMO É HIDRÓGENO.

(*Ácido bromhídrico.*)

El bromo y el hidrógeno solo pueden unirse con dificultad; porque exponiendo una mezcla de estos cuerpos á la accion de los rayos solares, no tienen accion entre sí, y solo se consigue combinarlos en parte por la accion del calórico, ya aproximando la llama de una bujía al frasco que contenga la mezcla de vapores de bromo y de hidrógeno, ya sumergiendo en la mezcla un cuerpo enrojecido al fuego. Bajo este aspecto el bromo tiene menos afinidad con el hidrógeno que el cloro, puesto que estos dos últimos se combinan fácilmente en las mismas circunstancias.

Cuando el bromo se halla en presencia del gas hidrógeno naciente ó de los compuestos hidrogenados se trasforma siempre en ácido bromhídrico. En esta propiedad se funda su preparacion.

Preparacion. Para obtener este ácido en estado de pureza se combina primero el bromo y el fósforo, y se hace obrar al agua sobre este compuesto. El oxígeno de ésta obra sobre el fósforo para formar ácido fosforoso ó fosfórico, segun la cantidad de fósforo que existe en el compuesto, y su hidrógeno se une con el bromo y forma gas bromhídrico que puede recogerse en campanas sobre la cuba de mercurio.

El bromo y el fósforo puestos en contacto y humedecidos con algunas gotas de agua, dejan tambien desprender mucho gas bromhídrico.

Propiedades. El ácido bromhídrico es gaseoso á la temperatura ordinaria; no tiene color, y su olor es ácido y picante; puesto en contacto con el aire, esparce vapores blancos mas densos que los del ácido clorhídrico y que tambien excitan mucho la tos; no sufre

Digitized by Google

ninguna alteracion por el calor rojo, aun cuando esté mezclado con el oxígeno.

Accion del aire y del agua. El aire seco no tiene accion sobre este gas; pero cuando está cargado de humedad, le condensa bajo la forma de vapores blancos: el agua, en razon de la grande afinidad que tiene con este gas, puede disolver tambien mayor cantidad de este que de ácido clorhídrico. Cuando se verifica esta disolucion, el agua se calienta mucho, aumenta de volúmen, adquiere gran densidad y la facultad de esparcir vapores blancos al contacto del aire. Esta disolucion de ácido bromhídrico goza de la propiedad de disolver bromo y de adquirir un color amarillo oscuro.

Accion del cloro. El ácido gaseoso ó líquido se descompone instantáneamente por el cloro, de donde resulta bromo que queda en libertad y ácido clorhídrico.

En el primer caso se forman muchos vapores amarillos rutilantes, y se precipitan gotitas de bromo líquido sobre las paredes de la campana que contiene el gas; en el segundo, el cloro, obrando sobre el ácido bromhídrico líquido, comunica un tinte amarillo á la disolucion por el bromo que ha quedado en libertad.

Accion de los metales. La mayor parte de los metales que tienen mucha afinidad con el bromo descomponen el ácido bromhídrico, tales son el estaño y el potasio; el primero absorbe el bromo á una temperatura elevada y el segundo á la temperatura ordinaria. El hidrógeno que queda despues de esta descomposicion forma siempre la mitad del volúmen del gas bromhídrico, lo cual prueba la grande analogía de composicion que hay entre este ácido y el ácido clorhídrico.

Segun lo que acabamos de exponer, el ácido bromhídrico se compone de volúmenes iguales de hidrógeno y de vapores de bromo, sin aumento ni contraccion de volúmen. Si se hubiese determinado por la experiencia la densidad de este gas, se conoceria directamente su composicion, pues aunque no se ha establecido esta sino teóricamente, sin embargo pa-

Digitized by Google

rece muy probable. Segun esta hipótesis este ácido contendria en 100 partes:

Bromo.	98,68	1 átomo de bromo.
	ó	
Hidrógeno. .	1,32	1 átomo de hidrógeno.
	100,00.	

Su fórmula atomística $= Br^1H^1$

COMPUESTO DE BROMO Y CARBONO.

(*Bromuro de carbono.*)

Preparacion. Haciendo obrar en frio sobre perioduro de carbono dos veces su peso de bromo, ha observado Sérullas la formacion de un bromuro de carbono á consecuencia de la descomposicion del primer compuesto. De aquí resulta un sub-bromuro de iodo y bromuro de carbono. Se separa el primero por medio de una disolucion de potasa cáustica que le trasforma en ioduro y en cloruro de potasio solubles, mientras que el iodato de potasa, que se forma al mismo tiempo, se precipita mezclado con el bromuro de carbono líquido.

Se deja aposar en un embudo, y despues de haber decantado el líquido que sobrenada, se lava el depósito con una disolucion débil de potasa y se purifica el bromuro de carbono del protoioduro que contiene.

Propiedades. El bromuro de carbono es líquido, no tiene color, es mas pesado que el agua, de olor etéreo, penetrante, y de sabor muy azucarado; enfriado á 0, se solidifica y se trasforma en una masa dura, cristalizada; expuesto á la llama del alcohol se descompone sin

Digitized by Google

arder y da vapores rojizos de bromo. El agua no tiene accion sobre este compuesto, y solo cuando este último está colocado debajo de este líquido, se separan poco á poco sus elementos y el bromuro toma color por el bromo que ha quedado en libertad.

Este es el único compuesto de bromo y carbono que se conoce; se ve que se forma en circunstancias diferentes que los cloruros de carbono. Aun no se ha determinado su composicion, y Sérullas ha observado su formacion (*Anales de Química y de Física*, tomo XXXIX, p. 226).

COMPUESTO DE BROMO Y DE HIDRÓGENO CARBONADO, BROMURO DE HIDRÓGENO BICARBONADO.

(*Hidrocarburo de bromo.*)

Preparacion. El bromo, lo mismo que el cloro, no tiene accion alguna sobre el carbono, ni aun á una temperatura elevada; pero se une fácilmente con el hidrógeno deutocarbonado, y forma un compuesto análogo al hidrocarburo de cloro.

Vertiendo algunas gotas de bromo en un frasco lleno de gas hidrógeno deutocarbonado, se convierten al instante en un líquido oleaginoso, que es el bromuro de hidrógeno bicarbonado.

Propiedades. El bromuro de hidrógeno bicarbonado es un líquido sin color, mas pesado que el agua, y de olor suave y etéreo; su densidad es de 2,164 segun M. Regnault, y su punto de ebullicion es á $+129^{0},5$; á -12^{0} ó -15^{0} se congela en masa blanca; puesto en contacto con un cuerpo inflamado arde esparciendo un humo espeso, negro, y vapores ácidos. El calor rojo le descompone dando gas bromhídrico y un depósito de carbon. El bromo en exceso no tiene al parecer accion sobre este compuesto aun cuando se los someta á la influencia de los rayos solares.

Este carburo está formado de volúmenes iguales de

Digitized by Google

vapor de bromo y de hidrógeno bicarbonado ó en peso de

Bromo.....	85,089		1 átomo.
Carbono....	12,708	ó	1 átomo.
Hidrógeno. .	2,203		2 átomos.
	100,000		

Su fórmula $= CH^2, Br$.

COMPUESTO DE BROMO Y CLORO.

(*Cloruro de bromo.*)

Se obtiene fácilmente esta combinacion haciendo pasar una corriente de gas cloro seco al través del bromo, y condensando por medio de una mezcla refringente los vapores que se desprenden.

Propiedades. Es líquido y de color amarillo rojizo menos oscuro que el mismo bromo; su olor es fuerte, penetrante, y excita el lagrimeo; su sabor es acre y desagradable. Se volatiliza con facilidad y da vapores de color amarillo oscuro comparable al color del ácido cloroso.

El agua lo disuelve con la mayor facilidad, y esta disolucion tiene el color y el olor que caracterizan este cloruro; del mismo modo que él quita prontamente el color al papel de girasol sin enrojecerle. Por consiguiente M. Balard admite que puede disolverse en el agua sin descomponerla (*Anales de Química y de Física*, t. XXXII, p. 372). Pero cuando está en presencia de los óxidos metálicos, tales como los de potasio, de sodio, de bario, &c., los descompone y produce *cloruros* y bromatos de estas bases. Esta propiedad permite que se obtengan fácilmente las combinaciones de ácido brómico con las bases, y que se separen de ellas los *cloruros*

Digitized by Google

que se han formado al mismo tiempo por medio de la cristalizacion, en razon á su solubilidad desigual.

ACCION DEL BROMO SOBRE LA ECONOMÍA ANIMAL.

El bromo tiene una accion enérgica sobre la economía animal: segun los experimentos directos que se han hecho, parece que obra aun á pequeñas dosis como un veneno cáustico muy violento. Echando una gota en el pico de un pájaro basta para darle la muerte en poco tiempo.

CAPITULO X.

IODO.

SU ESTADO NATURAL, SU EXTRACCION, SUS PROPIEDADES, SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO, EL HIDRÓGENO, EL CLORO, EL BROMO, EL CARBONO Y EL HIDRÓGENO DEUTOCARBONADO.

Historia. El iodo, cuya historia debe seguir á la del cloro y del bromo, por su analogía con estos dos cuerpos, fué descubierto casualmente en 1811 por Courtois, antiguo fabricante de salitre en París. Reconocidas en parte sus propiedades por M. Clément, fueron despues sometidas á un exámen mas minucioso por MM. Gay-Lussac y Davy; y á estos dos químicos se debe el conocimiento exacto de las propiedades singulares de este cuerpo considerado como simple, y al cual M. Gay-Lussac propuso que se le diese el nombre de iodo, palabra derivada de ἰοειδὲς, violado, á causa del vapor violado que esparce cuando se le calienta.

Estado natural. Al principio se indicó su presencia en la sosa de los varechs y en la ceniza de otras muchas plantas marinas, tales como ciertos fucos y ulvas, en donde existe combinado con el sodio; pero poste-

Digitized by Google

riormente se le ha hallado aunque en pequeña cantidad en las aguas del mar y en las de algunos manantiales salados del Piamonte. Tambien existe en corta cantidad en muchas producciones animales, tales como las esponjas y las cubiertas de algunos crustáceos. En 1820 Vauquelin le encontró unido con la plata (ioduro de plata) en un mineral de plata de las inmediaciones de Méjico. Despues se le ha descubierto en Méjico en el plomo blanco de Catorce, departamento de Guanajuato, y en la plata córnea de Albarradon. Tambien se ha anunciado su presencia en ciertas plantas que crecen en las llanuras del mismo país y en la cumbre de las montañas. Dos plantas llamadas por los indígenas los *romelitos* y la *sabila*, que vegetan en los jardines flotantes sobre los lagos de agua dulce y que se comen, contienen una pequeña cantidad de iodo que sin duda han tomado del suelo en donde viven. La primera planta es una especie de barrilla y la segunda es una agave (*Nota del capitan Ynesta dirigida á M. Arago*).

Extraccion. Se extrae el iodo de las aguas madres de la sosa de varec, en la cual existe en mayor cantidad que en ninguna otra parte. Esta sosa, que se fabrica en Normandía, en la playa del mar, quemando estas plantas, contiene gran cantidad de cloruro de sodio (sal marina), sulfato de sosa y de potasa, y una corta cantidad de carbonato de sosa y de ioduro de sodio. Si despues de haber lejiado esta sosa y haber filtrado la disolucion para separarla de las sustancias insolubles, se la concentra, cristaliza la mayor parte de la sal marina y queda entonces un líquido de color amarillo pardusco, que aislado de todos los cristales de sal que puede dar por la evaporacion, solo contiene entonces ioduro de sodio unido á algunas porciones de sal marina. A este líquido de color, en el cual se han formado los cristales, se ha dado el nombre de *agua madre de la sosa de varec*.

Para extraer el iodo se mezcla este líquido con su peso de ácido sulfúrico concentrado en una retorta de

Digitized by Google

vidrio que comunica con una alargadera y un globo, y se calienta poco á poco la retorta. Apenas se ha hecho la mezcla del ácido y del líquido, se manifiestan vapores blancos y despues muchos vapores violados. Los primeros resultan de la corta cantidad de cloruro de sodio que acompañaba al ioduro, y que produce ácido clorhídrico con el ácido sulfúrico; los segundos formados por el vapor de iodo, provienen de la descomposicion del ioduro de *sodio* por el ácido sulfúrico. La reaccion de este ácido sobre el *ioduro* de *sodio* es la misma que la que tiene sobre el cloruro de sodio (*véase* ácido clorhídrico). Pero aquí el efecto es complicado, porque á medida que se forma el ácido iodhídrico por la descomposicion del agua y del ioduro de *sodio*, se descompone por el exceso de ácido sulfúrico, de donde resulta agua, gas ácido sulfuroso é iodo. Los vapores de este último se condensan en parte en el cuello de la retorta y en la alargadera bajo la forma de pajitas negras y cristalinas. El óxido de *sodio* formado durante la operacion, queda en estado de *sulfato de sosa* en el fondo de la retorta.

Reaccion atomística. Se representa fácilmente esta reaccion por la figura siguiente:

1 át. iod. de sod.	Iodo oo.		Ac. iodhíd.	I. oo.
	Sodio o.			H. oo.
1 át. agua.	Hid. oo	Sosa.		
	Oxíg. o			
			Sulf. de sosa	
2 át. ác. sulfúr.	1 átomo.			
	1 átomo	O. oo	o.	
		S.	Acido sulfuroso.	

Segun Wollaston añadiendo cierta cantidad de peróxido de manganeso á la mezcla de agua madre de

Digitized by Google

sosa de varec y de ácido sulfúrico, se favorece mucho la descomposicion del ácido iodhídrico desprendido; en este caso este óxido metálico obra tambien del mismo modo que en la extraccion del cloro.

Cuando se ha terminado la operacion, se recoge con cuidado el iodo que se ha condensado en la alargadera y se le lava primero con una corta cantidad de agua fria para quitar el ácido clorhídrico de que está mojado; despues de haberle secado bien, comprimiéndole entre hojas de papel de filtros, se le destila sobre cloruro de calcio fundido para privarle de agua. Solo en los laboratorios se practica esta operacion; pues se le expende en el comercio despues de haberle lavado y secado con papel.

Segundo procedimiento. En muchas fábricas se sigue en la actualidad otro procedimiento, el cual consiste en hacer pasar por el agua madre concentrada á 36° del pesa sal, una corriente de cloro gaseoso, teniendo cuidado de agitar continuamente. El ioduro de sodio se descompone por el cloro; se forma cloruro de sodio y el iodo se precipita en polvo pardusco ó en láminas pequeñas; se ha verificado completamente la descomposicion cuando las burbujas de gas cloro no enturbian el líquido reposado. Se recoge el depósito de iodo y despues de haberle lavado con una pequeña cantidad de agua fria y exprimido, se le volatiliza en una retorta que comunica con una alargadera de vidrio; el iodo se condensa en ella bajo la forma de láminas negruzcas, anchas, muy brillantes.

Propiedades. El iodo es sólido á la temperatura ordinaria, y tiene un color negro azulado con brillo metálico; se halla comunmente en láminas pequeñas de diferentes dimensiones y puede afectar formas regulares romboidales ú octaédricas; su olor es desagradable y se parece un poco al del cloro; su sabor es acre y cálido; puesto en contacto con los tejidos orgánicos, los mancha de color amarillo oscuro y este color desaparece al cabo de algun tiempo; obra sobre las materias colorantes como el cloro, pero con me-

Digitized by Google

nos intensidad. Segun M. Gay-Lussac su densidad es de 4,948.

Accion del calórico. Expuesto á la accion del calórico el iodo se funde á la temperatura de + 107°, se volatiliza á + 177°, y se trasforma en un hermoso vapor violado, que vuelve á pasar poco á poco al estado sólido, cristalizando sobre las paredes de la vasija que le contiene. Segun M. Gay-Lussac la densidad de este vapor, deducida de los compuestos en que el iodo entra como principio constituyente, es de 8,618. El aire y el oxígeno no tienen ninguna accion sobre el iodo ni en frio ni en caliente.

Accion del agua. El agua en contacto del iodo toma un color amarillo anaranjado y adquiere un olor particular; esta disolucion solo contiene $\frac{1}{7000}$ de iodo; expuesta á la accion de la luz pierde poco á poco su color y su olor, y se vuelve ácida por la descomposicion del agua que trasforma el iodo en ácidos iódico y iodhídrico. A la temperatura de + 100° el agua de esta disolucion, evaporándose, lleva consigo una parte del iodo, mientras que la otra se trasforma en ácidos iódico é iodhídrico que quedan en el agua no volatilizada, como lo hemos comprobado. Los vapores de iodo y de agua mezclados no tienen accion unos sobre otros á un calor rojo; lo cual prueba que á esta temperatura el iodo no puede descomponer el agua como lo hace el cloro.

Accion del almidon sobre la disolucion de iodo. El alcohol y el éter sulfúrico disuelven el iodo con la mayor facilidad aun en frio, y toman un color amarillo oscuro. Las disoluciones acuosa y alcohólica de iodo, puestas en contacto de la de almidon, dan instantáneamente un hermoso color azul, que resulta de la combinacion del iodo con el almidon. Este carácter suministra un reactivo muy bueno para reconocer las mas pequeñas cantidades de iodo libre, porque cuando se halla combinado con otros cuerpos no adquiere color

Digitized by Google

con la disolucion de almidon. Segun M. Stromeyer, la disolucion de almidon da color azul al agua que contenga en disolucion $\frac{1}{400000}$ de iodo.

COMPUESTOS DE IODO Y DE OXÍGENO.

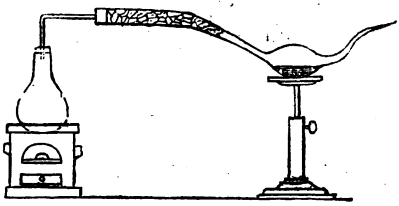
Acido iódico y ácido hiperiódico.

No puede obtenerse directamente estos dos compuestos á ninguna temperatura; pero cuando el iodo encuentra el gas oxígeno naciente, se combina con él y se convierte en ácido iódico; bajo este aspecto el iodo tiene mucha analogía con el cloro y el bromo.

Obrando sobre los óxidos metálicos disueltos en agua, se verifica la misma trasformacion, es decir, que resulta un ioduro y un iodato. Pero por este medio no se extrae ácido iódico puro.

Preparacion del ácido iódico. En los laboratorios se prepara este ácido poniendo en contacto, á la temperatura ordinaria, iodo con deutóxido de cloro. Este último se descompone: sus dos elementos, el oxígeno y el cloro, obran cada uno sobre una parte del iodo, de donde resulta á la vez ácido iódico y cloruro de iodo. Para ejecutar esta operacion, se desprende de un matraz pequeño de vidrio ó de una redomita el deutóxido de cloro, que se hace pasar á un tubo horizontal que contenga pedazos de cloruro de calcio para desecarle. Este tubo termina despues en un globo pequeño de vidrio en que está colocado el iodo en polvo, como se ve en la figura siguiente:

Digitized by Google



Luego que se ha puesto en contacto el gas y el iodo, empieza la reaccion con desprendimiento de calórico, y se obtiene una masa sólida de color amarillo rojizo, compuesta de ácido iódico y de cloruro de iodo. Exponiendo esta mezcla á un calor suave, y dirigiendo al globo una corriente de aire seco, el cloruro de iodo se volatiliza, y el ácido iódico queda en el fondo del globo bajo la forma de una masa blanca sólida. Segun Sérullas, tambien se puede formar este ácido, tratando el iodo en polvo por el ácido hipoazóico (*Diario de Quím. méd.*, t. VIII, p. 132).

Propiedades. El ácido iódico es blanco, semitrasparente, no tiene color ni olor, y es de sabor muy agrio: sometido á la temperatura de + 200°, se funde y se descompone enteramente dando vapores de iodo y gas oxígeno; puesto en contacto del aire, absorbe poco á poco la humedad que contiene este y se liquida; por esta razon el agua le disuelve con la mayor facilidad: esta disolucion sin color puede concentrarse y reducirse á la consistencia de jarabe por la evaporacion; enrojece mucho la tintura de girasol, y concluye por quitarle poco á poco el color.

Accion de los metaloideos. Todos los cuerpos combustibles simples ó compuestos que tienen mucha afinidad con el oxígeno, descomponen el ácido iódico; de este modo obran el carbono, el fósforo y el azufre, sobre todo con el auxilio del calor. Los compuestos no saturados de oxígeno le descomponen aun á la tempe-

Digitized by Google

ratura ordinaria: tales son los ácidos sulfuroso y fosforoso, que pasan al estado de ácido sulfúrico y fosfórico, y dejan el iodo en libertad.

Composicion. Segun las análisis de MM. Davy y Gay-Lussac, este ácido está compuesto de

Iodo.	75,81	2 át. de iodo.
	ó	
Oxígeno. .	24,19	5 át. de oxígeno.
	100,00	

Su fórmula = $I^2 O^5$.

Este ácido no existe en la naturaleza; pero se forma cuando reacciona el agua sobre ciertos compuestos de iodo, ó en la de este cuerpo sobre los óxidos metálicos. Ha sido observado y estudiado al mismo tiempo por MM. Gay-Lussac y Davy.

ÁCIDO HIPERIÓDICO Ó PERIÓDICO.

Descubrimiento. Hácia fin del año 1833, MM. Ammer-Muller y Magnus obtuvieron este ácido, que por su composicion es análogo al ácido perclórico.

Preparacion. Se le obtiene disolviendo el iodato de potasa ó de sosa en el agua, añadiendo á la disolucion óxido de potasio ú óxido de sodio, y haciendo pasar cloro gaseoso al través de la disolucion. Si se evapora entonces el licor á un calor suave, se favorece la separacion del hiperiodato de sosa que cristaliza. En esta reaccion el gas cloro descompone el óxido de sodio que está en exceso, se combina con su radical metálico para formar cloruro de sodio, mientras que el oxígeno de este óxido descompuesto, obra sobre el ácido iódico, y uniéndose con él le trasforma en ácido hiperiódico.

Obtenido el hiperiodato de sosa, se le disuelve en ácido azóico dilatado en agua, y se precipita la diso-

Digitized by Google

lucion por el azoato de plata que produce por doble descomposicion hiperiodato de plata insoluble que se lava con agua acidulada por el ácido azóico. Tratando despues el hiperiodato de plata por el agua destilada, se quita á esta sal una porcion de ácido hiperiódico puro, que se obtiene por la evaporacion del líquido.

Propiedades. Este ácido se presenta bajo la forma de cristales blancos de forma no bien determinada; es inalterable al aire y muy soluble en el agua. Su disolucion no se altera por la ebullicion, pero sí se expone el ácido mismo á una temperatura elevada, abandona parte de su oxígeno y se convierte en ácido iódico; á un calor mas fuerte este último se descompone en vapor de iodo y en gas oxígeno.

Composicion. Está compuesto de

Iodo.....	69,32...	2 átomos.
	ó	
Oxígeno..	30,68...	7 átomos.
	100,00	

Su fórmula $= I^2 O^7$.

COMPUESTO DE IODO É HIDRÓGENO.

(*Ácido iodhídrico*).

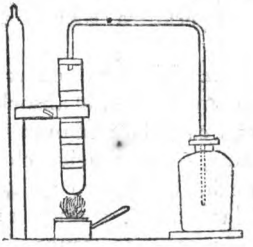
El hidrógeno seco ó húmedo no tiene accion sobre el iodo á la temperatura ordinaria; pero si se expone una mezcla de vapores de iodo y de gas hidrógeno á un calor rojo, en un tubo de porcelana, se unen en parte y se forma cierta cantidad de ácido iodhídrico gaseoso.

Preparacion. Este compuesto, que se parece al ácido clorhídrico por un gran número de propiedades, se prepara mas fácilmente que él haciendo obrar agua

Digitized by Google

sobre uno de los ioduros de fósforo, ó poniendo en contacto agua, iodo y fósforo. En el primer caso, despues de haber combinado en un tubo encorvado una parte de fósforo y ocho partes de iodo, se humedece con agua el compuesto, y se le calienta lentamente; se desprende gran cantidad de gas iodhídrico que se puede recoger sobre mercurio. En esta operacion, el agua se descompone, el oxígeno se une con el fósforo para formar ácido fosforoso, y el hidrógeno con el iodo para constituir el gas iodhídrico.

Pero en razon de la accion de este gas sobre el mercurio, se emplea para prepararle el aparato siguiente:



Se pone en el fondo de un tubo, tapado por uno de sus extremos y de 4 á 5 pulgadas de largo y media de diámetro, una pequeña capa de iodo: se cubre esta de otra de vidrio machacado y humedecido, sobre la que se colocan algunos pedacitos de fósforo, y se acaba de llenar de esta manera el tubo alternando las capas de estos diferentes cuerpos; cuando el tubo está casi lleno, se ajusta á su abertura un tapon por el cual pasa un tubo encorvado que termina en el fondo de un frasco seco.

Calentándole poco á poco, el iodo se evapora y arrastra consigo el agua que encuentra á su paso; luego que estos dos cuerpos están en contacto con el fósforo, resulta ioduro de fósforo que descompone de re-

Digitized by Google

pente el agua como en el experimento anterior. El gas iodhídrico desprendido desaloja el aire del frasco, en razon de su densidad y le reemplaza enteramente.

Propiedades. El ácido iodhídrico es un gas sin color y de olor picante, análogo al del gas clorhídrico; expuesto al aire, esparce vapores blancos ácidos; su densidad es de 4,443; apaga los cuerpos en combustion y enrojece mucho la tintura de girasol.

Accion del calórico. Un calor rojo le descompone en parte; cuando está mezclado con oxígeno, la descomposicion es completa; se forma agua, y el iodo queda en libertad.

El aire no tiene accion sobre este gas á la temperatura ordinaria; le cede el agua que contiene, de donde provienen los vapores que esparce en la atmósfera; á la temperatura roja obra como el oxígeno.

Accion del agua. El agua, en razon á la mucha afinidad que tiene con este gas, le absorbe rápidamente y le disuelve en gran cantidad; cuando está saturada, esparce humos al aire, como el ácido clorhídrico líquido. Esta disolucion de ácido iodhídrico adquiere poco á poco color exponiéndola al aire, y toma un color amarillo anaranjado de cada vez mas oscuro, á causa de la descomposicion de una parte del ácido iodhídrico. El iodo que ha quedado en libertad no se precipita, pues queda disuelto en la porcion de ácido no descompuesto.

Accion del cloro. El cloro gaseoso, por su afinidad con el hidrógeno, descompone inmediatamente el gas iodhídrico; el iodo se precipita en hermosos vapores de color de violeta, que se condensan poco á poco. El volúmen del gas clorhídrico formado es el mismo que el del gas iodhídrico, de lo que se sigue que el vapor de iodo forma la mitad del gas iodhídrico.

Accion de los metales. Se obtiene tambien el mismo resultado calentando cierta cantidad de este gas con potasio, hierro ó zinc; el iodo se une con estos metales, y el hidrógeno desprendido ocupa precisamente la mitad del volúmen del gas.

Digitized by Google

La disolucion acuosa de cloro descompone tambien la del ácido iodhídrico apoderándose del hidrógeno; pero no se precipita el iodo hasta que se ha descompuesto todo el ácido iodhídrico. El bromo obra de la misma manera, lo que prueba que este cuerpo tiene mas afinidad con el hidrógeno que el iodo.

Accion de los oxácidos. Muchos ácidos minerales oxigenados alteran el ácido iodhídrico; tales son los ácidos sulfúrico y azóico concentrados; se apoderan del hidrógeno por una parte de su oxígeno y precipitan el iodo en polvo pardo violado. La mayor parte de las disoluciones metálicas, cuyos óxidos son reducibles por este ácido, se precipitan en el estado de ioduros insolubles y adquieren diferentes colores; tales son las sales de plomo, de protóxido de mercurio, de deutóxido de mercurio y de plata, que precipitan las primeras en amarillo dorado, las segundas en amarillo verdoso, las terceras en rojo amapola, y las cuartas en blanco amarillento.

Composicion. Es fácil deducir la composicion del gas iodhídrico de los volúmenes de hidrógeno y de vapor de iodo que están unidos en este ácido; se encuentra que está formado como el gas clorhídrico, de medio volúmen de gas hidrógeno y de otro medio de vapor de iodo sin condensacion; ó en peso de

Iodo.....	99,22	1 át. de iodo.
	ó	
Hidrógeno. .	0,78	1 át. de hidrógeno.
	100,00	

Su fórmula atomística $=I^1 H^1$.

Descubrimiento. Aunque M. Clément ha observado este ácido, debemos á M. Gay-Lussac el conocimiento de su composicion y de sus propiedades.

Digitized by Google

COMPUESTOS DE IODO Y DE CLORO.

(*Cloruros de iodo.*)

El iodo y el cloro se combinan directamente en dos proporciones.

Preparacion. Se pueden obtener estos compuestos poniendo iodo en el fondo de una probeta, y haciendo entrar dentro de ella gas cloro seco. La combinacion se efectua con desprendimiento de calórico, y se forma al principio un protocloruro de iodo líquido, de color rojo pardo; pero un exceso de cloro convierte este en percloruro que es sólido, y se halla en cristales de color blanco amarillento.

Propiedades. Estos dos compuestos son muy volátiles, de olor fuerte y muy irritante; puestos en contacto con el agua, se disuelven enteramente; el primero pone el agua de color amarillo anaranjado oscuro, y el segundo da una disolucion sin color. Estas disoluciones enrojecen primero y despues quitan el color al girasol; tratadas por los óxidos metálicos, se trasforman en cloruros y en iodatos de estas bases. La disolucion de protocloruro da además iodo.

El percloruro de iodo, descubierto por las investigaciones de MM. Davy y Gay-Lussac sobre el iodo, habia sido designado por este primer químico con el nombre de *ácido cloroiódico*, porque le consideraba como un ácido particular; pero M. Gay-Lussac ha hecho ver que debia sus propiedades ácidas á su descomposicion y trasformacion en ácidos iódico y clorhídrico por la influencia de los óxidos metálicos.

Digitized by Google

COMPUESTOS DE IODO Y DE BROMO.

(*Bromuros de iodo*).

Preparacion. Haciendo obrar á la temperatura ordinaria iodo y bromo en ciertas proporciones, se obtienen, segun M. Balard, dos compuestos, uno de los cuales es sólido, contiene menos bromo, y por la accion del calor es capaz de reducirse á vapores pardo-rojizos, que se condensan en agujas del mismo color.

Un exceso de bromo trasforma estos cristales en un compuesto líquido de color rojo pardo muy oscuro que al parecer es un perbromuro de iodo. Este compuesto es enteramente soluble en el agua á la que da color y comunica la facultad de quitar el color á la tintura de girasol. Echando los álcalis en esta disolucion, la descomponen produciendo bromuros é iodatos (*Anales de Química*, t. XXXII, p. 372).

COMPUESTOS DE IODO Y DE CARBONO.

(*Ioduros de carbono*).

El carbono no tiene accion sobre el iodo á ninguna temperatura; pero sin embargo, segun ha observado Sérullas, se pueden obtener dos compuestos distintos de iodo y carbono. Estos dos compuestos, en proporciones definidas, son un protoioduro de carbono y un perioduro de carbono.

Preparacion del perioduro de carbono. El primero se forma mezclando una disolucion alcohólica de iodo con otra disolucion alcohólica de potasa cáustica, hasta que empiece á desaparecer el color de la disolucion de iodo; se forma ioduro de potasio que queda disuelto, iodato de potasa y perioduro de carbono que se precipitan juntos. Se separa este último por medio de una cantidad conveniente de alcohol, y por la evaporacion

Digitized by Google

sostenida de este líquido; y se recoge el perioduro de carbono que cristaliza en pajitas amarillentas.

Propiedades. Este perioduro de carbono es sólido, cristaliza en escamas amarillentas de olor aromático, fuerte y azafranado.

Composicion. Segun Sérullas, el perioduro de carbono está compuesto de

Iodo	99,52
Carbono . .	0,48
	100,00

Protoioduro de carbono. El protoioduro de carbono se prepara destilando una mezcla exacta de partes iguales de deutocloruro de mercurio y de perioduro de carbono, y recibiendo el vapor que se desprende en un globo pequeño.

Propiedades. Este perioduro es líquido, mas pesado que el agua; su olor es etéreo y penetrante, y su sabor azucarado; calentado en la llama del alcohol, produce muchos vapores de color de violeta descomponiéndose él mismo; conservado debajo del agua, sus elementos se separan con mucha lentitud.

Composicion. Sérullas ha encontrado que se compone de (*Anales de Química y de Física*, tomo XXXIX, pág. 231):

Iodo	93,75
Carbono . .	6,25
	100,00

Digitized by Google

COMPUESTO DE IODO Y DE HIDRÓGENO DEUTO-CARBONADO.

(*Hidrocarburo de iodo, ioduro de hidrógeno bicarbonado.*)

Preparacion. El iodo, del mismo modo que el cloro, se une con el hidrógeno deutocarbonado y forma un compuesto ternario que ha sido descubierto y examinado por M. Faraday. Se le prepara exponiendo á la accion de la luz solar iodo en un frasco lleno de gas hidrógeno deutocarbonado seco: se subliman lentamente sobre las paredes del frasco agujas blancas, brillantes, que resultan de la combinacion del iodo con el hidrógeno deutocarbonado.

Propiedades. El hidrocarburo de iodo preparado de esta manera es sólido, y se halla cristalizado; su olor es aromático, y su sabor azucarado; expuesto á un calor suave, se volatiliza sin sufrir alteracion: una temperatura elevada le descompone en carbon, en iodo y en ácido iodhídrico; es insoluble en el agua, pero muy soluble en el alcohol y en el éter sulfúrico. Aunque no se ha hecho su análisis, no queda duda de que presenta la misma composicion que el cloruro y el bromuro de hidrógeno bicarbonado, y que está formado de un volúmen de vapor de iodo con un volúmen de hidrógeno bicarbonado.

Accion del iodo sobre la economía animal. El iodo á alta dosis es venenoso, pues resulta de los experimentos de M. Orfila, que á la dosis de dracma y media determina pronto la muerte ulcerando la membrana interna del estómago.

Su uso en medicina. Desde las curiosas observaciones de M. Coindet, médico de Ginebra, se ha empleado el iodo con el mejor éxito en el tratamiento del bocio. Se le administra á pequeñas dosis, ya en el estado de libertad, ya combinado con los metales ó en estado de ioduro. Disipa en poco tiempo los bocios mas voluminosos, lo mismo que los tumores indolentes.

Digitized by Google

Generalmente se le emplea mezclado con los cuerpos grasos ó en el estado de pomada, disuelto en el alcohol y en el éter, ó combinado con el potasio y el mercurio.

Este nuevo agente terapéutico, tan precioso en el dia, fué ensayado desde 1820: los primeros experimentos que se hicieron estaban fundados en el conocimiento que se habia adquirido, de que todas las preparaciones farmacéuticas, como los carbones de esponjas y de fucus, tan alabadas en el tratamiento de estas enfermedades, contenian pequeñas cantidades de iodo en estado de ioduro. M. Lugol ha empleado con éxito el iodo y muchos de sus compuestos en el tratamiento de las enfermedades escrofulosas.

CAPITULO XI.

FLUOR.

OPINION SOBRE SU NATURALEZA.

Aun no se ha podido aislar este cuerpo colocado en el número de los metaloideos; pero la clase de combinaciones en que entra, permite establecer una analogía perfecta entre el cloro, el bromo y él: además los compuestos que forma con muchos cuerpos tienen las mismas formas cristalinas que los cloruros, bromuros é ioduros correspondientes, lo que ha hecho colocar estos cuerpos isomorfos en el mismo grupo.

Estado natural. Se ha encontrado al fluor combinado con ciertos metales y principalmente con el calcio. Esta última combinacion constituye un mineral bastante comun que se designa en la actualidad con el nombre de fluoruro de calcio, pero que se ha distinguido desde un principio en mineralogía con el

Digitized by Google

de *espato fluor* á causa de su fusibilidad, y despues con el de *cal fluatada*, *fluato de cal*. M. Schéele le dió este último nombre en 1771, quien despues de haber hecho un exámen cuidadoso, sacó de él por la accion del ácido sulfúrico un ácido particular, al que llamó *ácido fluórico*. Pensó entonces que este ácido estaba unido con la cal en el mineral, y que habia sido desalojado de su combinacion por el ácido sulfúrico.

Los nuevos experimentos hechos despues tienden á demostrar que este ácido no contiene oxígeno, pero que se conduce como un ácido formado por el hidrógeno y un radical desconocido, análogo á los ácidos clorhídrico, iodhídrico y brombhídrico; á lo menos los experimentos de sir Humphry Davy hacen muy probable esta última hipótesis, que ya habia sido adoptada por Ampère.

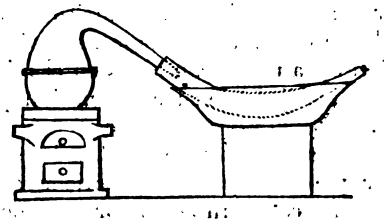
Segun las consideraciones que acabamos de exponer, el ácido fluórico será un compuesto de hidrógeno y fluor (ácido fluorhídrico), y el mineral de que se saca un compuesto de fluor y de calcio. Se ve que la accion del ácido sulfúrico sobre este compuesto debe ser análoga á la que ejerce sobre el cloruro de sodio; que en esta reaccion, el agua del ácido sulfúrico se descompone, su oxígeno se une con el calcio y su hidrógeno al fluor para formar ácido fluorhídrico. En cuanto al ácido sulfúrico, se combina con el óxido de calcio formado y produce protosulfato de calcio (sulfato de cal). Lo que confirma mas esta hipótesis, es la no descomposicion del fluoruro de calcio por el ácido sulfúrico anhidro, como lo ha observado M. Kulmann.

ÁCIDO FLUORHÍDRICO.

Preparacion. Este ácido puede obtenerse puro y concentrado por un procedimiento debido á MM. Gay-Lussac y Thénard, el cual consiste en tratar el fluoruro de calcio por el ácido sulfúrico concentrado.

Digitized by Google

El aparato que se emplea consiste, como se ve en la figura siguiente,



en una retorta de plomo compuesta de dos piezas que se encajan una en otra, y que comunican con una alargadera de plomo encorvada, cerrada por un tapon del mismo metal atravesado por un agujerito. Es mas ventajoso usar una retortita de platina que comunique con un recipiente pequeño del mismo metal.

Se coloca el fluoruro de calcio puro reducido á polvo fino en la cucúrbita de la retorta y se echa por encima dos veces y media su peso de ácido sulfúrico concentrado, que se mezclan con una espátula de plata ó de platina. Despues de haber cubierto la cucúrbita con su tapadera y hecho comunicar el cuello de la retorta con la alargadera, se embetunan exactamente las junturas con lúten graso, compuesto de arcilla cocida y aceite de linaza. Cuando se coloca el aparato sobre el hornillo, se rodea la alargadera de hielo machacado, ó mejor de una mezcla refrigerante, y se calienta suavemente, de suerte que no suba la temperatura á un grado en que el plomo pueda fundirse. Acercando el oido á la retorta, se percibe pronto una ligera ebullicion, debida al desprendimiento del ácido fluorhídrico, que se evapora y condensa en la alargadera. Cuando cesa este ruido, ha terminado la operacion. Se deja enfriar el aparato, y despues de quitarle el betun con cuidado, se halla en el recipiente el ácido fluor-

Digitized by Google

hídrico en estado líquido, que al instante se debe guardar en un frasco de plata ó de plomo. Es preciso evitar el respirar los vapores que se desprenden, y sobre todo cuidar de que no caiga ninguna gota en las manos, porque las partes tocadas por este ácido se desorganizan muy pronto produciendo un dolor vivo.

Para ejecutar esta operacion es preferible la retorta de platina, porque no se corre el riesgo de que se rompa, si por casualidad se eleva demasiado la temperatura.

Propiedades. Este ácido es un líquido sin color, que permanece fluido aun á —20°; es muy volátil, y esparce al contacto del aire vapores blancos, ácidos, de olor picante y penetrante; su densidad, cuando está lo mas concentrado posible, es de 1,060, y aumenta segun va conteniendo agua. La afinidad de este ácido con el agua es tal, que dejando caer una gota en el agua, produce un silbido comparable al que se percibe cuando se mete un hierro hecho ascua en este líquido. Su accion sobre la economía animal es muy fuerte: obra en general como un poderoso cáustico, produciendo por lo tanto una escara dificil de curar. Es preciso tambien evitar con cuidado el respirar los vapores que puede formar en el aire.

Accion del potasio. Ninguno de los cuerpos combustibles simples no metálicos tiene accion sobre él. Entre los metales, el potasio goza de la propiedad de obrar con violencia sobre este ácido, formando una sustancia blanca, sólida, que deja desprender gas hidrógeno. La sustancia sólida es al parecer una combinacion del fluor con el potasio.

Este resultado indicaria evidentemente la presencia del hidrógeno en este ácido, sino se estuviese seguro de que no contiene agua. Un experimento hecho por Davy, demuestra al parecer que no le contiene; porque si se le satura por el gas amoniaco seco, se obtiene una sal en la que no se puede reconocer la presencia del agua, mientras que si se combina con el mismo gas

Digitized by Google

un ácido cualquiera que contenga naturalmente agua, la deja desprender á un calor lento.

Un experimento no menos notable, y que prueba la verdadera composicion del ácido fluorhídrico, es que calentando una mezcla de clorhidrato de amoniaco y potasio, se forma cloruro de potasio, y hay desprendimiento de un gas compuesto de dos volúmenes de gas amoniaco y uno de gas hidrógeno. Este último proviene de la descomposicion de dos volúmenes de ácido clorhídrico que estaban combinados con dos volúmenes de gas amoniaco en el clorhidrato de amoniaco empleado. Si se hace ahora el mismo experimento con el fluorhidrato de amoniaco y de potasio, se obtiene precisamente el mismo resultado, es decir, un gas compuesto de dos partes de gas amoniaco y de una de gas hidrógeno. En este caso la sustancia sólida es un fluoruro de potasio. Pero como ahora los efectos son semejantes á los primeros, se debe inferir que los productos lo son tambien, y que el fluor en el ácido fluorhídrico ha obrado sobre el potasio, como el cloro en el ácido clorhídrico, cuya composicion nos es bien conocida.

Accion del ácido fluorhídrico sobre el vidrio. Una de las propiedades características del ácido fluorhídrico, es la de corroer el vidrio y deslustrarle apenas está en contacto con él, ó que es tocado por su vapor. Este fenómeno, que se presenta instantáneamente y que es único en su género, proviene de la accion que tiene este ácido sobre el ácido silícico que entra en la composicion del vidrio. Obra directamente sobre este ácido descomponiéndole, de lo que resulta agua y fluoruro de silicio gaseoso. Esta es la causa que impide conservarle en frascos de vidrio, que no tarda en corroer y romper convirtiéndose en fluoruro de silicio á expensas de la sílice que contienen.

Composicion. El ácido fluorhídrico, segun lo que hemos expuesto mas arriba sobre su composicion, debe estar formado como el ácido clorhídrico, de un volúmen de fluor y otro de hidrógeno no condensados

Digitized by Google

En esta suposicion, se mira al ácido fluorhídrico como compuesto de

Fluor.....	94,93	1 átomo.
	ó	
Hidrógeno. .	5,07	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = F H.

Usos. La accion que este ácido tiene sobre el ácido silícico le hace á propósito para grabar en el vidrio; para esto se liberta de su accion á las partes que no se quiere atacar cubriendo toda la superficie del vidrio de una capa delgada de barniz hecho con tres partes de cera y una de trementina: este barniz aplicado caliente sobre el vidrio, no tarda en solidificarse: entonces se graba con una punta de acero ó se calca fácilmente el diseño que se quiere obtener, colocando este debajo del vidrio. Cuando se han preparado de este modo las partes que deben ser atacadas por el ácido, se las llena de ácido fluorhídrico dilatado en agua, ó lo que es mejor, se pone la lámina de vidrio al vapor de este ácido cubriendo con ella una cápsula de plomo, en la que se ha colocado una parte de fluoruro de calcio y dos de ácido sulfúrico. El ácido fluorhídrico, que se desprende de la mezcla á un calor lento, obra solamente sobre las partes del vidrio descubiertas. Luego que se ha conseguido el efecto que se desea, lo que es fácil ver, se quita el barniz, ya raspándole, ya fundiéndole, y se acaba de hacer el dibujo por los medios ordinarios.

Digitized by Google

CAPITULO XII.

FÓSFORO.

SUS PROPIEDADES. SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO, EL HIDRÓGENO, EL CLORO, EL IODO Y EL BROMO.

Historia. El alquimista de Hamburgo, llamado Brandt, descubrió casualmente este cuerpo singular en 1677. Buscando en la orina humana una materia propia para convertir la plata en oro, reconoció que el residuo obtenido por la evaporacion de este líquido animal, calcinado fuertemente con carbon en vasijas tapadas, daba por producto volátil una materia capaz de inflamarse al aire. Ciertamente este resultado, que él no aguardaba, debió fijar su atencion, como la de los químicos de esta época. Comunicó su descubrimiento á Kunckel, químico aleman, sin descubrir el procedimiento con que le habia obtenido este último; pero deseoso de poseerle, propuso á Kraft, amigo suyo, el comprar los dos el secreto de esta preparacion. La historia refiere que Kraft, sin saberlo Kunckel, se fue á Hamburgo y compró en 200 dollares (cerca de 4000 reales) y para él solo, la manera de obtener el fósforo.

Durante 60 años fué secreta su preparacion, y conocida solamente por algunos químicos que tambien la habian obtenido por tentativas reiteradas; hasta que en 1737 un extranjero poseedor del procedimiento le vendió en París al gobierno. El experimento se repitió en presencia de una comision nombrada en el seno de la academia de las Ciencias.

Antiguo procedimiento. Consistia entonces el procedimiento en evaporar hasta la sequedad la orina

Digitized by Google

humana podrida, en lavar el residuo con agua para quitar las sales, y en calcinarla fuertemente en retortas de gres, despues de haberla mezclado con carbon. El ácido fosfórico que forma una de las partes constituyentes de este residuo, se descompone por el carbon, que le quita su oxígeno.

En 1769 Gahn, químico sueco, habiendo descubierto que los huesos de los animales estaban formados por gran cantidad de fosfato de cal, no tardó en encontrar, con su compatriota Schéele, un procedimiento para extraer el fósforo en mayor cantidad, con menos coste y mas facilidad. En el dia se emplea este método en las artes y en los laboratorios para obtener el fósforo. Este procedimiento consiste en calcinar á un calor rojo una mezcla de carbon y de bifosfato de cal obtenido de los huesos calcinados; pero como el procedimiento que se usa para obtener esta preparacion se apoya en reacciones un poco complicadas, le describiremos minuciosamente en el segundo volúmen al hablar de la descomposicion del fosfato de cal por los ácidos y de su trasformacion en bifosfato.

Propiedades. El fósforo es un cuerpo sólido á la temperatura ordinaria, trasparente y sin color cuando está puro; goza de cierta blandura que le permite, como á la cera, dejarse doblar en muchos sentidos sin romperse; se le puede cortar fácilmente con un cuchillo y las tijeras, y la uña le puede raspar; su olor es aliáceo y no tiene sabor. Puesto en contacto del aire, se vuelve luminoso y esparce una lijera llama blanquecina, propiedad que le ha dado el nombre que tiene, y que se deriva de dos palabras griegas φῶς, *luz*, y φορος, *que lleva.* Solo en la oscuridad se puede percibir la luz que produce en el aire, y con la luz del dia se ve el humo que forma. Es tan combustible que no se le puede conservar sino debajo del agua, ó en gases impropios para la combustion. En el primer caso, el agua no deberá contener el aire que generalmente tiene en disolucion.

En el comercio, el fósforo toma la forma de cilin-

Digitized by Google

dros pequeños del grosor de un cañon de pluma de escribir. El color del fósforo amoldado de esta manera varía, pues unas veces es tan trasparente que apenas se le puede distinguir del agua en que está sumergido; otras es blanquecino y tiene el aspecto del cuerno; y otras tiene un color mas ó menos amarillo, sobre todo en la superficie. Todos estos colores dependen de la alteracion que puede experimentar debajo del agua, en presencia de la luz directa ó reflejada. Así, cuando se quiere conservar fósforo puro, se resguarda el frasco de la luz, ya cubriéndole con un papel negro, ya colocándole en un paraje oscuro ó en una caja de madera.

La densidad de este cuerpo es de 1,770. Empieza á fundirse á +43°, y si se continúa calentándole hasta la temperatura de +290°, puede reducirse á vapores. En esta propiedad está fundada su destilacion y por consiguiente su purificacion. Se la practica en los laboratorios poniendo fósforo cortado en pedazos en una retorta pequeña de vidrio, cuyo cuello inclinado se introduce en un globo pequeño de vidrio debajo del agua, medio lleno de este líquido, calentado á +70 ó +80°. Esta destilacion exige mucha precaucion, á fin de evitar la absorcion del agua en la retorta, que quebrándola podria arrojar el fósforo sobre el operador y quemarle. Cuando el fósforo sometido á la destilacion contiene óxido, se le encuentra en el fondo de la retorta.

Accion del agua. El agua no tiene accion sensible sobre el fósforo á la temperatura ordinaria y al abrigo de la luz; pero sin embargo, al cabo de cierto tiempo adquiere el agua en que se conserva un olor aliáceo y posee propiedades ácidas, lo cual depende de dos nuevos compuestos que se han formado por la descomposicion de una pequeña cantidad de agua. Este efecto es mas marcado bajo la influencia de la luz, pues en esta circunstancia, el fósforo blanquea al principio y despues amarillea; entonces el agua tiene en disolucion ácido hipofosfórico é hidrógeno protofosforado debidos

Digitized by Google

á la separacion de sus dos elementos, que se combinan cada uno con una porcion de fósforo.

Hidrato de fósforo. La costra blanca que se forma al cabo de cierto tiempo sobre los cilindros de fósforo conservados debajo del agua, es un hidrato de fósforo, como lo habiamos supuesto antes de la análisis hecha últimamente por M. Pelouze. Este hidrato tiene una densidad de 1,515, es insoluble en el agua y se descompone á la temperatura de +50° dando agua y fósforo. Está formado de 100 partes de fósforo y 14,33 de agua, ó de 4 átomos del primer cuerpo y 1 del segundo, y por consiguiente su fórmula es Ph^4, H^2O.

Accion del aire. Exponiendo el fósforo al aire, se vuelve luminoso á la temperatura ordinaria, y esparce humos blancos de ácido hipofosfórico producidos por su combinacion directa con el oxígeno. Si la temperatura es un poco elevada y se acerca algo á aquella en que se funde, puede inflamarse y quemarse rápidamente en el aire. Así se le debe tocar con prudencia, porque no tardaria en calentarse lo suficiente para arder con rapidez, si se le tiene mucho tiempo entre los dedos; por lo cual es preferible manejarle cuando está húmedo, ó cortarle debajo del agua.

Combustion lenta del fósforo en el aire. La propiedad que tiene el fósforo de quemarse lentamente en el aire le hace á propósito para absorber todo el oxígeno que contiene este fluido (*véase* la análisis del aire), lo mismo que el que se encontrase libre en una mezcla gaseosa cualquiera. Un hecho digno de notarse, y que parece al principio inexplicable, es la diferencia de combustibilidad del fósforo á la temperatura y á la presion ordinarias en el aire y en el gas oxígeno. Cuando se coloca un cilindro de fósforo en un tubo largo lleno en parte de oxígeno puro y de mercurio, y luego se echa en una probeta grande que contenga mercurio, de manera que se nivele la superficie del líquido interior con la del exterior, el cilindro de fósforo no produce luz ni vapor; pero si se eleva el tubo á fin

de enrarecer el gas oxígeno, ó si se le calienta hasta + 24°, al instante esparce luz y vapores blancos. Este resultado, que se puede comprobar fácilmente por medio del aparatito representado en la siguiente figura,

prueba que si bajo la presion ordinaria y á la temperatura de + 15°, el fósforo arde lentamente al aire, esta combustion depende de la especie de rarefaccion que experimenta la mezcla de oxígeno y azoe que constituye el aire atmosférico.

COMBINACIONES DEL FÓSFORO CON EL OXÍGENO.

El fósforo se combina con el oxígeno en cinco proporciones, y forma un óxido y cuatro compuestos ácidos, á saber:

El ácido fosfórico.
El ácido hipofosfórico.
El ácido fosforoso.
El ácido hipofosforoso.
El óxido rojo de fósforo.

Digitized by Google

Oxido de fósforo. Cuando se quema fósforo al aire ó en el gas oxígeno, queda sobre la cápsula un residuo rojizo ó amarillo anaranjado que se considera como un óxido de fósforo: este óxido puede prepararse por el procedimiento siguiente, indicado por M. Berzelius. Si despues de haber hecho fundir fósforo en agua á +90 se dirige sobre él una corriente de gas oxígeno por medio de un tubo y de una vejiga, hay una combustion muy viva debajo del agua, y se forma ácido fosfórico que se disuelve, y óxido rojo de fósforo que se separa en copos. Se le recoge por decantacion, y despues de haberle lavado, se le calienta en un aparato destilatorio para volatilizar el fósforo que estaba adherido á él. Es rojo, insípido, sin olor, mas denso que el agua; no esparce luz en la oscuridad aunque se le frote; no se inflama sino á una temperatura inmediata al rojo oscuro; calentado al abrigo del aire, se cambia en fósforo que destila, y en ácido fosfórico que queda en el fondo de la vasija. El fósforo mezclado con una corta cantidad de este óxido, se vuelve capaz de arder rápidamente en cuanto esté en contacto del aire. En las pajuelas fosfóricas que se preparan calentando el fósforo al contacto del aire, existe una mezcla de esta naturaleza.

Composicion. El óxido rojo de fósforo está formado de

Fósforo. . . .	85,5	3 át. fósforo.
	ó	
Oxígeno. . .	14,5	1 át. oxígeno.
	100,0	

Su fórmula es Ph[illegible]

ÁCIDO FOSFÓRICO.

Este ácido, que es el mas oxigenado de los cuatro ácidos del fósforo, puede obtenerse de muchas maneras: haciendo quemar fósforo en el aire ó en el oxígeno, ó tratándole por los compuestos oxigenados que le ceden una parte.

Preparacion. Se obtiene este ácido en estado sólido por el primer procedimiento, quemando fósforo en un platillo de porcelana, bajo una campana colocada sobre mercurio y que contenga aire ú oxígeno seco. Los vapores blancos de ácido fosfórico que se forman, se precipitan al momento bajo forma de copos de nieve que se adhieren en parte á las paredes de la campana, ó cubren toda la superficie del platillo. Cuando se ejecuta la combustion en el oxígeno, la luz que se desprende durante esta combinacion es tan viva, que la vista no la puede soportar. El ácido fosfórico preparado de esta manera es anhidro y muy blanco; se presenta en copos muy ligeros que, expuestos al aire, absorben con avidez la humedad y se reducen á otrastantas gotitas. Es muy soluble en el agua, y cuando se le echa en ella produce un ruido semejante al que hace un hierro hecho ascua sumergido en este líquido. Esta disolucion suministra por la evaporacion un residuo de la consistencia de jarabe, incristalizable, formado de ácido fosfórico y agua (ácido fosfórico hidratado).

Propiedades. Este ácido no tiene olor, y su sabor es ácido muy marcado; enrojece mucho el girasol; sometido á la accion del fuego en un crisol de platina pierde parte de su agua, se espesa y empieza á reblandecerse bastante á un calor menor que el rojo. A esta temperatura se halla perfectamente fundido, y se reduce á vapores á mayor [illegible]ion de temperatura. No se funde en vasijas de vidrio y de tierra porque las ataca, y no tardan en romperse porque se combina con los óxidos que entran en composicion de estas vasijas. Si cuando está fundido, se le echa en una vasija de

Digitized by Google

platina ó de plata, se solidifica y da un vidrio trasparente, sin color (ácido fosfórico vitrificado), que se debe conservar al abrigo del aire.

Este ácido fundido es un hidrato compuesto de un átomo de ácido y otro de agua; cuando está recien disuelto por el agua, precipita la albúmina y forma con la disolucion de azoato de plata un precipitado blanco. Al cabo de cierto tiempo pierde sus propiedades combinándose con un átomo nuevo de agua y precipita aun el azoato de plata, pero en amarillo y no tiene accion sobre la albúmina. Segun lo han probado MM. Graham y Péligot, estos efectos provienen de las proporciones diferentes de agua que se combinan con el ácido fosfórico.

Accion del agua. El ácido fosfórico vitrificado, expuesto al aire, atrae poco á poco la humedad y se liquida; el agua le disuelve, pero con menos facilidad que antes de haberle fundido.

Accion del carbono. El carbono á una temperatura elevada, descompone este ácido; y entonces resulta gas ácido carbónico, gas óxido de carbono, fósforo y gas hidrógeno protocarbonado y perfosforado. Estos últimos provienen de la descomposicion del agua que contiene el ácido fosfórico fundido.

El cloro, el bromo y el iodo no tienen accion sobre este ácido.

Muchos ácidos oxigenados pueden obrar sobre el fósforo y trasformarle en ácido fosfórico. Hablaremos de estas reacciones cuando tratemos de sus propiedades.

Composicion. El ácido fosfórico anhidro está formado de las proporciones siguientes de

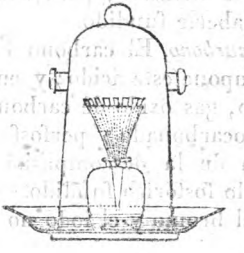
Oxígeno. . . .	56,03	5 átomos.
	ó	
Fósforo . . .	43,97	2 átomos.
	100,00	

Su fórmula = Ph^2O^5.

Estado natural. Este ácido no existe en la naturaleza en estado de libertad; pero se le encuentra frecuentemente combinado con la cal ó con otros muchos óxidos metálicos. La primera combinacion se encuentra en gran cantidad en los huesos de los animales, y constituye su base.

ÁCIDO HIPOFOSFÓRICO.

Este ácido se forma siempre que arde lentamente el fósforo al aire húmedo. Para obtenerle, segun este principio, se estableció el aparato siguiente imaginado por Pelletier, padre.



Preparacion. Se ponen tubos de vidrio unos al lado de otros, de 5 á 6 centímetros de largo, y de 4 á 5 milímetros de diámetro, en un embudo colocado sobre un frasco de vidrio. Una de las extremidades de estos tubos está adelgazada á la lámpara. Se introduce en cada uno de ellos un cilindro de fósforo mas ó menos largo. Entonces se pone el frasco en un plato hondo, lleno de agua hasta la mitad, y se cubre el frasco y el embudo con una campana de vidrio, atravesada lateralmente por dos agujeros en su parte superior.

Digitized by Google

Dispuesto todo así, se hallan reunidas todas las circunstancias propias para la formacion de este ácido. El aire contenido debajo de la campana que descansa sobre una capa de agua, se encuentra al instante saturado de humedad. A medida que se forma el ácido hipofosfórico absorbe la humedad, se reduce á un líquido, cae gota á gota en el frasco ó se disuelve en el agua del plato. De este modo las nuevas porciones de fósforo se ponen en contacto del aire, que se puede renovar poco á poco por los agujeros laterales: en fin, el estado de aislamiento en que se halla cada cilindro de fósforo impide que se eleve demasiado la temperatura, y que resulte de aquí una combustion viva que produce siempre ácido fosfórico.

Propiedades. El ácido hipofosfórico, preparado de este modo, es un líquido viscoso, sin color, que tiene un lijero olor de ajo y que enrojece mucho la tintura de girasol. Contiene una gran porcion de agua, una parte de la cual se le puede quitar concentrándole á un calor suave. Cuando está lo mas concentrado posible, es espeso como un jarabe, incristalizable y mas pesado que el agua. Sometido á la accion del fuego, se descompone por el agua que contiene, y se trasforma por un lado en ácido fosfórico y por otro en hidrógeno protofosforado que se desprende en estado de gas; de lo que se infiere que los elementos del agua se separan para dirigirse, á saber: el oxígeno sobre una parte del ácido hipofosfórico, y el hidrógeno sobre otra de fósforo, y de esta manera es como contribuyen ambos á la trasformacion de este ácido en ácido fosfórico por la adicion de oxígeno por un lado, y por la sustraccion de fósforo por el otro.

Se puede comprobar todos estos resultados calentando una porcion de este ácido en una redomita que tenga un tubo colocado de modo que se pueda recoger los gases.

El ácido hipofosfórico no puede unirse con los óxidos sin descomponerse en ácido fosfórico y en ácido

fosforoso, lo que impide considerarle como un ácido distinto.

Composicion. Su composicion, determinada con cuidado por M. Dulong, ofrece la relacion siguiente en 100 partes:

Fósforo. . . .	44,33	6 átomos.
	ó	
Oxígeno. . . .	55,67	13 átomos.
	100,00	

Su fórmula $= Ph^6O^{13}$.

Todas las propiedades reconocidas en este ácido se pueden explicar suponiendo que es una combinacion en proporciones definidas de ácido fosfórico y de ácido fosforoso, en la relacion de 2 átomos del primero y 1 átomo del segundo.

En efecto, $Ph^6O^{13} = 2\,Ph^2O^5 + Ph^2O^3$.

ÁCIDO FOSFOROSO.

Preparacion. Solo puede obtenerse este ácido echando protocloruro de fósforo en agua, pues este compuesto, disolviéndose en el líquido, se convierte en los ácidos clorhídrico y fosforoso. Es fácil explicar este resultado: el oxígeno del agua se dirige sobre el fósforo y le hace pasar á estado de ácido fosforoso, y su hidrógeno se une con el cloro para formar ácido clorhídrico. Para separar este último, se destila muy despacio en una retorta de vidrio, el agua que tiene en disolucion estos dos ácidos: el ácido clorhídrico se volatiliza, y el ácido fosforoso puro queda en el fondo de la retorta combinado con cierta cantidad de agua.

Propiedades. En estado de pureza es viscoso, no tiene color ni olor, es de sabor muy agrio, susceptible de dar, concentrándole mas, cristales trasparentes, que tienen, segun Davy, la forma de paralelipípedos. Estos

Digitized by Google

cristales que están compuestos, segun este químico, de cuatro partes de ácido fosforoso y de una de agua, se trasforman por el calor en ácido fosfórico y en gas hidrógeno protofosforado, de donde se deduce que el agua se descompone y que sus elementos se combinan en otro órden.

El ácido fosforoso disuelto, tratado por el cloro, el iodo y el bromo, se trasforma á expensas del oxígeno del agua en ácido fosfórico, mientras que el hidrógeno se une con el cloro, el iodo ó el bromo para formar los ácidos clorhídrico, iodhídrico y bromhídrico.

Composicion. El ácido fosforoso se une con los óxidos, y forma un género de sales designadas con el nombre de *fosfitos*. Está compuesto de

Fósforo	56,67	2 átomos.
Oxígeno	43,33	3 átomos.
	100,00	

Su-fórmula = Ph^2O^3.

ÁCIDO HIPOFOSFOROSO.

M. Dulong descubrió este ácido y le obtuvo por primera vez en 1816, haciendo obrar fosfuro de bario sobre agua. Cuando estos dos cuerpos están reunidos, el agua se descompone, su oxígeno se dirige sobre una parte del fósforo y sobre todo el bario, de lo que resulta ácido hipofosforoso y protóxido de bario, que se unen para formar hipofosfito de barita; esta sal queda disuelta en el agua empleada; el hidrógeno, por su lado, combinándose con otra parte del fósforo, da orígen á hidrógeno perfosforado que se desprende. Para separar el ácido hipofosforoso, se añade poco á poco á la disolucion suficiente cantidad de ácido sulfúrico dilatado

que se apodera de la barita combinándose con ella y forma un sulfato insoluble, quedando disuelto en el agua el ácido hipofosforoso: cuando ya no tiene barita, ni ácido sulfúrico, se separa por medio de un filtro el sulfato de barita y se le evapora á un calor suave. Para evitar su descomposicion, es preferible acabar la concentracion colocándole en el vacío encima de una vasija que contenga ácido sulfúrico concentrado.

Propiedades. Este ácido es líquido, incristalizable, de sabor ácido bien caracterizado, y se disuelve en el agua en todas proporciones. El calor le descompone en ácido fosfórico, en gas hidrógeno protofosforado y en fósforo libre.

Los cuerpos que tienen mucha afinidad con el hidrógeno, tales como el cloro y el iodo, hacen pasar su disolucion acuosa al estado de ácido fosfórico pasando ellos mismos al de ácido clorhídrico é iodhídrico. Descompone muchos óxidos metálicos que tienen poca afinidad con el oxígeno; tales como el óxido de plata, el óxido de oro, &c., y se une con un gran número de los demás para formar sales particulares (hipofosfitos). Está compuesto de

Fósforo. . . .	72,33	4 átomos.
	ó	
Oxígeno. . . .	27,66	3 átomos.
	99,99	

Su fórmula $= Ph^4O^3$.

COMBINACIONES DEL FÓSFORO CON EL HIDRÓGENO

(*Fosfuros de hidrógeno.*)

El hidrógeno se combina en tres proporciones con el fósforo, y produce dos compuestos gaseosos á

Digitized by Google

los que se ha dado el nombre de *gas hidrógeno protofosforado é hidrógeno perfosforado*, *y un compuesto sólido* (hidruro de fósforo).

Preparacion del gas hidrógeno protofosforado ó protofosfato de hidrógeno. Se obtiene el primero de estos compuestos calentando ácido fosforoso en estado de jarabe ó en cristales en una redomita ó retorta, á la que se ha adaptado un tubo encorvado propio para recoger los gases debajo del mercurio. En esta operacion se descompone el agua, mientras que su oxígeno se une con una porcion del ácido fosforoso y le convierte en ácido fosfórico; su hidrógeno quita el fósforo á otra porcion que cede tambien su oxígeno á la primera; así estas dos acciones simultáneas favorecen esta descomposicion.

Propiedades. El gas hidrógeno protofosforado no tiene color, es permanente y elástico como el aire; su olor es aliáceo, pero mas débil que el del hidrógeno perfosforado; su densidad es de 1,214; no tiene accion sobre el girasol. Segun Davy, el agua absorbe la octava parte del volúmen de este gas, y adquiere su olor particular.

Este gas no arde espontáneamente al aire ni en el oxígeno; pero si se los calienta despues de haberle mezclado con este último, hay explosion. Se observa el mismo resultado si se disminuye la presion á que se ha hecho la mezcla. En todos los casos varían los productos de la combustion: cuando el oxígeno está en exceso, se forma siempre agua y ácido fosfórico: en el caso contrario resulta ácido fosforoso y comunmente queda en libertad una porcion del hidrógeno.

Segun la observacion de M. Dumas, el gas hidrógeno protofosforado no se halla jamás puro, pues contiene siempre mayor ó menor cantidad de hidrógeno libre. Se puede apreciar en qué relacion existe este último gas, agitando el gas hidrógeno protofosforado con una disolucion de sulfato de cobre que le absorbe, dejando por residuo gas hidrógeno. Puede determi-

Digitized by Google

narse las proporciones de fósforo y de hidrógeno contenidas en este gas, haciéndole detonar en el eudiómetro con un exceso de oxígeno. Un volúmen de hidrógeno protofosforado exige dos volúmenes de oxígeno para quemarse completamente. Como descomponiéndose el gas hidrógeno protofosforado con ayuda del calor por el cobre ó el potasio, se obtiene $1\frac{1}{2}$ de hidrógeno por 1 de este gas, se ve que en la cantidad de oxígeno empleada para su combustion, los $\frac{3}{8}$ se combinan con el hidrógeno para formar agua, y los $\frac{5}{8}$ con el fósforo para producir ácido fosfórico.

Accion del cloro. Cuando se mezclan gas hidrógeno protofosforado y cloro, hay inflamacion á causa de la descomposicion que se verifica. Se forma gas clorhídrico y deutocloruro de fósforo, si el cloro está en exceso. Segun Davy para descomponer enteramente un volúmen de gas hidrógeno protofosforado, se necesitan 4 volúmenes de cloro.

Composicion: 100 partes de hidrógeno protofosforado están formadas de

Fósforo. . . .	91,28	1 átomo.
		ó
Hidrógeno. .	8,72	3 átomos
	100,00	

Su fórmula = PhH^3.

HIDRÓGENO PERFOSFORADO.

Preparacion. Esta segunda combinacion de fósforo y de hidrógeno, designada tambien con los nombres de sesquifosfuro de hidrógeno (Thén) ó fosfuro bi-

Digitized by Google

hídrico (Berz), se prepara por muchos procedimientos: 1.º poniendo ciertos fosfuros alcalinos con agua que entonces se descompone: 2.º tratando al calor el fósforo por el agua y un óxido metálico alcalino.

El procedimiento que se sigue en los laboratorios consiste en calentar, en un aparato pequeño apropiado para recoger los gases, una disolucion de protóxido de potasio con pedazos de fósforo. Los principios constituyentes del agua se separan, su oxígeno se dirige sobre una parte del fósforo para formar ácido hipofosforoso que se une con la potasa, mientras que su hidrógeno se combina con la otra parte del fósforo, y da orígen al gas hidrógeno perfosforado que se desprende.

Tratando por el calor una masa blanda compuesta de cal, agua y pedacitos de fósforo, se obtiene tambien cierta cantidad de gas hidrógeno perfosforado. Las reacciones son las mismas que anteriormente; pero este medio suministra un gas mas impuro.

Propiedades. El gas hidrógeno perfosforado, como el protofosforado, no tiene color, y su olor es mas fuerte; no tiene accion sobre el girasol lo mismo que sobre el agua pura, que no disuelve sino $\frac{2}{100}$; pero cuando el agua no está despojada de aire, arde una parte del fósforo y altera las propiedades del gas; su densidad es de 1,751.

Accion del aire. Puesto en contacto del aire, el gas hidrógeno perfosforado arde con resplandor produciendo un humo blanco, espeso, formado de ácido fosfórico y vapores de agua. Se observa un hecho curioso cuando se hace pasar hidrógeno perfosforado al aire bajo la forma de burbujitas: á medida que se verifica la combustion, los vapores blancos que de ella resultan se elevan bajo la forma de una nube blanca, anular, que se ensancha poco á poco cuando

Digitized by Google

sube, de suerte que muy pronto tiene un diámetro 10 á 15 veces mayor que en el momento de formarse. Cuando este gas arde en el oxígeno puro, la inflamacion es tan viva y tan rápida, que con dificultad la vista puede soportar el resplandor. Sin embargo, hay siempre un poco de fósforo que se libra de la combustion, y que se precipita sobre el mercurio en que se hace el experimento.

Su descomposicion á la luz. El gas hidrógeno perfosforado, á la temperatura ordinaria, deja depositar en algunos dias cierta cantidad de hidruro de fósforo sobre las paredes de las vasijas que le contienen, y pasa al estado de gas hidrógeno protofosforado. Esta descomposicion es repentina á una temperatura elevada, á la luz solar y aun difusa; y se verifica tambien al cabo de algunas horas á la temperatura de o (Vauquelin).

Tambien la electricidad tiene accion sobre este gas; pues por su influencia pasa al estado de hidrógeno protofosforado depositando una parte de su fósforo.

Accion del cloro. El cloro á la temperatura ordinaria le descompone instantáneamente dando los mismos productos que el gas hidrógeno protofosforado. El iodo evaporado en gas hidrógeno perfosforado produce ácido iodhídrico gaseoso y un ioduro de fósforo fijo.

Accion de ciertos metales. El potasio, el sodio, el cobre y otros metales le descomponen trasformándose en fosfuros, y dejando libre el gas hidrógeno. Es fácil comprobar todos estos resultados calentando una parte del gas en una campana encorvada debajo del mercurio con alguna de estas sustancias metálicas.

Composicion. El gas hidrógeno perfosforado preparado por cualquiera de los procedimientos que hemos indicado, contiene siempre cierta cantidad de gas hidrógeno, que se puede valuar por el sulfato de cobre, pues esta sal absorbe todo el gas hidrógeno perfosforado, y por el residuo que deja se aprecia su pureza. Tambien puede su

Digitized by Google

composicion determinarse como la del gas precedente; contiene en 100 partes:

Fósforo. . . .	94,02	1 átomo.
	ó	
Hidrógeno. .	5,98	2 átomos.
	100,00	

Su fórmula $= Ph\ H^2$.

Este gas fué observado la primera vez por Gingembre, en 1783, y despues ha sido estudiado por MM. Kirwan, Dalton, Thomson, Vauquelin y Dumas. MM. Gay-Lussac, Thénard y Davy han hecho investigaciones sobre el gas hidrógeno protofosforado.

No se usa ninguno de los dos compuestos de fósforo y de hidrógeno que hemos descrito; pueden formarse accidentalmente en la naturaleza; así cuando las materias animales, sobre todo las que contienen fósforo, como la materia celebral, los nervios &c., están enterradas en un terreno húmedo, producen por su putrefaccion cierta cantidad de gas hidrógeno perfosforado. La inflamacion de este gas en el aire, que tiende siempre á escaparse con los demás productos gaseosos por las hendiduras de la tierra, explica satisfactoriamente los fuegos que se desprenden del seno de la tierra en los cementerios y en todos los sitios en que se ha enterrado materias animales. Se los designa con el nombre de *fuegos fatuos* y son comunmente el terror de muchos aldeanos.

HIDRURO DE FÓSFORO.

Hidruro de fósforo. M. Leverrier ha observado este compuesto sólido de fósforo y de hidrógeno, y se for-

Digitized by Google

ma abandonando gas hidrógeno perfosforado debajo del agua hirviendo y á la luz difusa, en un globo delgado de vidrio. Recogida la materia amarilla que se deposita sobre las paredes, lavada por decantacion y secada á + 50°, constituye este compuesto.

Propiedades. Este hidruro se presenta en copos de color amarillo de canario y de olor aliáceo ligero: es insípido, mas denso que el agua é insoluble en este líquido y en el alcohol; conservado en agua aireada se descompone, se desprende el hidrógeno y pasa al estado de ácido hipofosfórico por el oxígeno del aire disuelto; calentado al contacto del aire no se inflama ni á + 140° ni á + 150°; pero en el ácido carbónico se descompone á + 180°, y se reduce á hidrógeno y vapores de fósforo.

Accion del cloro. El cloro gaseoso le trasforma en ácido clorhídrico y en cloruro de fósforo.

Accion del ácido azóico. El ácido azóico concentrado le inflama al instante convirtiéndole en agua y en ácido fosfórico: las disoluciones de deutosulfato de cobre y de azoato de plata le descomponen y se forman fosfuros metálicos insolubles.

Composicion. Calcinando una porcion de este hidruro seco en un tubo con limaduras gruesas de cobre, M. Leverrier ha probado (*Anales de Química*, tomo LX, pág. 174) que se componia de

Fósforo. . . .	96,90	1 átomo.
	ó	
Hidrógeno. . .	3,10	1 átomo.
	100,00	

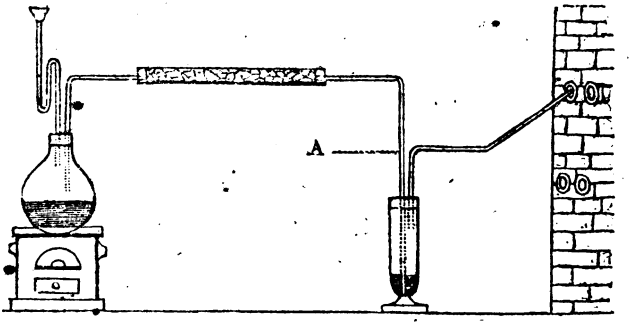
Su fórmula = PhH.

Digitized by Google

COMPUESTOS DE FÓSFORO Y CLORO.

Cloruros de fósforo. Estos dos cuerpos se unen en dos proporciones, y forman tambien dos compuestos, que han recibido los nombres de protocloruro de fósforo y de percloruro de fósforo. El primero es líquido y el segundo sólido. Pueden obtenerse directamente estas combinaciones á la temperatura ordinaria, y resulta siempre un desprendimiento de calórico y de luz, lo que es fácil probar echando pedacitos de fósforo en un frasco lleno de cloro seco. Cuando estos dos cuerpos están en contacto uno de otro, el fósforo se funde, parece arder, y se presenta un humo blanco muy abundante que se condensa bajo forma de líquido ó en una masa blanca, segun la relacion en que se halla el cloro con el fósforo.

Preparacion del protocloruro de fósforo. Se puede preparar fácilmente este protocloruro por medio del aparato siguiente.



Se desprende gas cloro de un globo de vidrio por

Digitized by Google

la accion del ácido clorhídrico sobre peróxido de manganeso. El gas pasa primero por un tubo de vidrio situado horizontalmente, que contiene cloruro de calcio para desecarle; de aquí por medio de un tubo encorvado y adelgazado á la lámpara en su extremidad, llega al fondo de una probeta seca que contiene pedazos de fósforo bien enjutos con papel de filtros. La probeta está cerrada con un tapon que deja pasar otro tubo para conducir á una chimenea los vapores que se han formado.

Apenas el cloro ha llegado á la probeta, se inflama el fósforo, se funde y, combinándose con el cloro, produce un líquido sin color en que sobrenada la porcion de fósforo no combinada. Se detiene la operacion cuando solo queda una cantidad pequeña de fósforo: se deja enfriar el aparato para decantar el líquido, del que se separa un poco de fósforo que tiene disuelto, destilándole lentamente en una retorta pequeña. Si se continúa haciendo pasar cloro luego que todo el fósforo se ha convertido en protocloruro, se solidifica en una masa blanca, pasando al estado de percloruro.

Propiedades. El protocloruro de fósforo no tiene color; esparce un humo blanco, espeso al contacto del aire; su olor es ácido y picante; su sabor muy cáustico; su densidad es de 1,450; hierve á $+78^{0}$. Cuando se le ha preparado con cuidado, no enrojece el papel de girasol seco; pero adquiere esta propiedad cuando contiene algo de humedad. El protocloruro puede disolver un poco de fósforo, y entonces tiene una propiedad curiosa, cual es la de inflamar un papel empapado en este líquido, cuando se expone al aire libre; el protocloruro se evapora en poco tiempo, y el fósforo que tenia disuelto quedando sobre el papel, puede á causa de estar muy dividido, arder con rapidez al aire y determinar la combustion del papel.

Cuando se vierte protocloruro en el agua, cae primero al fondo por ser un líquido mas pesado; pero agitándole se disuelve enteramente. Entonces se con-

Digitized by Google

vierte en ácido clorhídrico y en ácido fosforoso por la descomposicion del agua; segun hemos dicho, en esta propiedad está fundada la preparacion del ácido fosforoso (*véase* este ácido).

Composicion. El protocloruro de fósforo se compone de

Cloro.....	77,19	3 átomos.
	ó	
Fósforo.....	22,81	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = $Ph^1 Ch^3$.

Dos átomos de este protocloruro descomponen tres átomos de agua y dan un átomo de ácido fosforoso = $Ph^2 O^3$ y seis átomos de ácido clorhídrico = $H^6 Ch^6$.

Deutocloruro de fósforo. El deutocloruro de fósforo se presenta en una masa sólida, de color blanco de nieve y muy volátil; enrojece, lo mismo que su vapor, el papel de girasol. Cuando se hace pasar el vapor de este deutocloruro con gas oxígeno por un tubo de porcelana enrojecido al fuego, se descompone: el cloro queda en libertad, y el fósforo se une con el oxígeno para producir ácido fosfórico. Los metales le descomponen absorbiendo sus dos elementos para formar cloruros y fosfuros.

Accion del agua. El agua disuelve con avidez y silbido este deutocloruro, y le hace pasar al estado de ácido fosfórico y de ácido clorhídrico. Se explican fácilmente estos resultados por la descomposicion del agua, y considerando que siendo mayor la proporcion de cloro en este cloruro que en el protocloruro, hay mayor cantidad de oxígeno que pueda combinarse con el fósforo.

Digitized by Google

Composicion. El deutocloruro de fósforo se compone de

Cloro. . . .	84,94	5 átomos.
	ó	
Fósforo. . .	15,06	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula $= Ph^1 Ch^5$.

Dos átomos de este percloruro descomponen cinco átomos de agua y suministran un átomo de ácido fosfórico $= Ph^2 O^5$, y 10 átomos de ácido clorhídrico $= H^{10} Ch^{10}$.

Estos dos cloruros han sido estudiados por MM. Thénard, Gay-Lussac y Davy.

COMPUESTOS DEL FÓSFORO CON EL IODO.

(*Ioduros de fósforo.*)

Preparacion. El iodo tiene la propiedad de unirse con el fósforo en muchas proporciones. Se forman siempre estos compuestos poniendo en contacto los elementos, que se combinan instantáneamente y con desprendimiento de calórico, pero sin luz. Los colores de estas combinaciones varían desde el pardo rojizo al pardo negruzco. Se los puede obtener directamente haciendo obrar, en un tubo tapado, iodo seco con fósforo cortado en pedacitos. Estos ioduros, que tienen proporciones diferentes de fósforo, descomponen el agua y dan ácido fosfórico y ácido iodhídrico iodurado, si el fósforo constituye $\frac{1}{24}$ del iodo; ó ácido fosforoso y ácido iodhídrico si la cantidad ascien-

Digitized by Google

de á $\frac{1}{16}$; ó en fin los mismos productos que la última combinacion, mas una cierta cantidad de gas hidrógeno protofosforado y de fósforo, si este cuerpo forma $\frac{1}{5}$ del iodo.

El segundo de estos ioduros, que corresponde á $Ph^2 I^6$, se emplea particularmente para preparar el gas iodhídrico.

COMPUESTOS DEL FÓSFORO Y DEL BROMO.

(*Bromuros de fósforo.*)

Preparacion. El bromo forma con el fósforo dos compuestos que han sido descubiertos por M. Balard. Se obtienen ambos poniendo fósforo y bromo en un frasco lleno de gas ácido carbónico. La reaccion se verifica instantáneamente con desprendimiento de calórico y de luz. El producto se divide en dos partes: una sólida, cristalizada y sublimada, que es el deutobromuro; y otra líquida, que ocupa la parte inferior, y es el protobromuro. El protobromuro es líquido y conserva este estado aun á $+12.^{0}$; enrojece poco el papel de girasol; puesto en contacto con el aire, se evapora esparciendo vapores blancos picantes; su densidad es mayor que la del agua. Agitado con este líquido, obra repentinamente sobre sus elementos y se trasforma en ácido bromhídrico y ácido fosforoso, de lo que se deduce que obra lo mismo que el protocloruro de fósforo, al que corresponde por la relacion de sus elementos.

Deutobromuro de fósforo. El deutobromuro de fósforo es sólido y de color amarillo; al contacto del aire, esparce vapores densos muy picantes; expuesto á una temperatura elevada, se funde en un líquido rojo que produce por la accion del calórico vapores del mismo color; puesto en contacto con el agua, la descompone y da por resultado los ácidos bromhídrico y

Digitized by Google

fosfórico. El cloro descompone con facilidad estos dos bromuros, sustituyéndose al bromo, que se desprende bajo la forma de vapores rutilantes.

Usos del fósforo. Este cuerpo simple se emplea principalmente en los laboratorios para analizar el aire, y determinar la cantidad de oxígeno libre en las mezclas gaseosas.

Se emplea en las artes para hacer eslabones fosfóricos y pajuelas que se inflaman frotándolas, y que se designan con el nombre de *pajuelas químicas*, *pajuelas pirógenas*, *pajuelas alemanas*. Los eslabones se preparan de muchos modos. Unas veces fundiendo un poco de fósforo en un cilindro pequeño de plomo, de mas de dos pulgadas de largo, al cual se cierra con un tapon del mismo metal; cuando se quiere encender luz, se frota un poco con la extremidad de una pajuela azufrada el fósforo contenido en el tubo, y despues se frota la pajuela impregnada de un poco de fósforo sobre un pedazo de corcho ó de paño grueso. El calor desarrollado por la frotacion, basta para inflamar el fósforo que enciende despues la pajuela.

Otras veces se añade al fósforo la décimaquinta parte de su peso de magnesia calcinada, y se mantiene fundida esta mezcla sobre un baño de arena á un calor suave, durante algun tiempo. Al parecer una parte del fósforo se convierte en óxido rojo que queda con la masa del fósforo y la vuelve mas combustible, como lo hemos dicho ya; la magnesia obra sin duda dividiendo esta masa y absorbiendo el agua que podria quedar, lo mismo que el ácido fosfórico que se forma durante la operacion. Esta composicion, conocida con el nombre de *mezcla inflamable*, puede prender la pajuela sin que sea necesario frotarla. Este género de eslabon que es mas cómodo que el precedente, es mas peligroso, á causa de la facilidad con que se inflama la materia cuando se la espone al aire, lo que la hace susceptible de prender fuego á las materias combustibles sobre que puede caer accidentalmente.

Accion del fósforo sobre la economía animal. El fós-

Digitized by Google

foro tiene una accion enérgica sobre la economía, pues administrado á dosis altas, ocasiona en poco tiempo la muerte, á causa de la inflamacion viva de los tejidos que ha tocado; la accion corrosiva que tiene entonces depende al parecer únicamente de la presencia de los ácido hipofosfórico y fosfórico, que se forman cuando se quema lenta ó rápidamente. Empleado á dosis pequeña, se le considera como un estimulante muy activo que obra primitivamente sobre el sistema nervioso cuya sensibilidad exalta. Por esta propiedad se le atribuye una virtud afrodisiaca. Como es insoluble en el agua, se le administra disuelto en el éter sulfúrico, á la dosis de 2 á 5 centígramos al dia ($\frac{1}{2}$ á 1 grano); sin embargo se le debe administrar con prudencia á causa de los accidentes que puede producir.

CAPITULO XIII.

AZOE.

SUS PROPIEDADES. SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO, EL HIDRÓGENO, EL CLORO, EL IODO Y EL CARBONO.

Al tratar de las propiedades químicas del aire atmosférico, hemos tenido ocasion de indicar la presencia de este gas mezclado con el oxígeno y de examinar algunas de sus propiedades mas generales. Vamos á estudiar en este capítulo sus caracteres y las combinaciones que puede formar con los cuerpos que hemos descrito ya.

Extraccion. Comunmente se extrae el gas azoe del aire atmosférico absorbiendo el oxígeno por el fósforo. Para obtenerle en estado de pureza, deben tomarse algunas precauciones que no son de despreciar, y que vamos á indicar sucintamente.

Para esto se toma una campana de tres á cuatro

Digitized by Google

litros de capacidad, y se pone en la superficie del agua una capsulita ó un platillo de porcelana en la que se colocan tres ó cuatro gramas de fósforo. Despues de haber inflamado éste, se cubre la cápsula con la campana que contiene aire, teniendo cuidado de sumergirla algunos centímetros debajo del nivel del agua, sobre la que flota la cápsula. De este modo se impide que penetre el aire exterior, al mismo tiempo que se tiene encerrado el que está en la campana. La combustion del fósforo, que continúa algun tiempo en esta cantidad de aire limitada, produce calor, que dilata primero el aire y expulsa parte de él fuera de la campana bajo la forma de burbujas grandes blancas mezcladas con vapores de ácido fosfórico. Esta presion interior momentánea obliga á sostener la campana con la mano para que no se vuelque; pero pronto el agua absorbe los vapores de ácido fosfórico y vuelve á subir una cierta cantidad. El gas azoe, que queda despues que ha terminado la combustion, no puede ser considerado como puro, pues contiene aun cantidades pequeñas de oxígeno, un poco de vapor de fósforo, que le da un olor aliaceo y todo el ácido carbónico que existia en el aire. Para despojarle del primero, se introducen muchos cilindros de fósforo, fijados á la extremidad de tubos de vidrio, y se los deja hasta que ya no despidan luz aun en la oscuridad. Despues de haberlos sacado se hace pasar al gas azoe una corta cantidad de cloro, que se combina con el vapor de fósforo y forma un cloruro que se disuelve en el agua; en fin, se le agita en frascos de vidrio con una disolucion de potasa cáustica, que absorbe el exceso del cloro empleado y el ácido carbónico que queda. Cuando se ha preparado de este modo el gas azoe se le debe conservar en frascos de vidrio esmerilados y vueltos boca abajo, de modo que el gollete esté dentro del agua.

Propiedades. El azoe puro está siempre en estado de gas; no tiene color, ni olor, ni accion sobre la tintura de girasol; los animales no pueden respirar este

Digitized by Google

gas sin que se asfixien; por cuya razon se le ha dado el nombre de *azoe*, que se deriva de dos palabras griegas, α privativo, ζωγ vida. M. Berzelius le ha designado con el nombre de *nitrógeno*. Es tambien impropio para la combustion, y su densidad, segun MM. Berzelius y Dulong, es de 0,9760. Siendo simple este gas, solo puede dilatarse por el calórico; no tiene accion sobre el aire, ni al frio, ni al calor, y se mezcla con él en todas proporciones.

El agua pura, segun las observaciones de M. Dalton, puede disolver $\frac{25}{1000}$ de su volúmen á la temperatura + 15°. El peso de su átomo es de 88,518.

COMPUESTOS DEL AZOE CON EL OXÍGENO.

El azoe puede unirse con el oxígeno en diferentes proporciones, pero nunca se mezclan directamente estos dos gases. Sin embargo, sometiendo su mezcla á la accion prolongada de una serie de chispas eléctricas, se pueden combinar en ciertas relaciones, como lo han observado Priestley y Cavendish.

En la actualidad se conocen cinco compuestos de azoe y oxígeno, entre los cuales hay dos óxidos y tres ácidos. Todos estos compuestos son notables por la relacion simple que existe entre sus elementos, lo cual prueba lo que hemos dicho ya sobre las leyes que presiden á las combinaciones químicas.

Estos cinco compuestos, colocados por el órden de la cantidad de oxígeno que contienen, han recibido los nombres siguientes:

1.° Acido azóico.
2.° Acido hipoazóico.
3.° Acido azooso.
4.° Deutóxido de azoe.
5.° Protóxido de azoe.

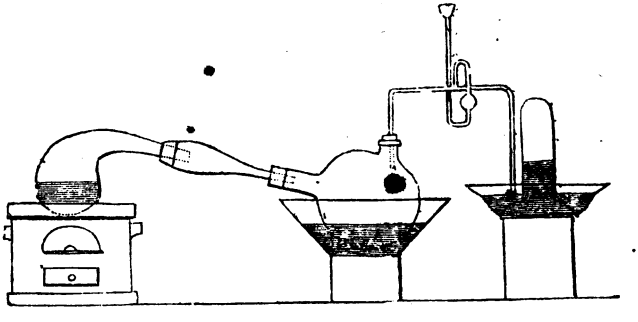
Empezaremos el estudio de estos compuestos por el

Digitized by Google

ácido azóico en razon á que es el único de los cinco que se encuentran en la naturaleza, y porque sirve para preparar los demás por las reacciones y descomposiciones que se le puede hacer sufrir.

ÁCIDO AZÓICO.

Estado natural. Hasta ahora solo se ha encontrado este ácido combinado con los óxidos metálicos, principalmente con el protóxido de potasio, el protóxido de calcio y el protóxido de magnesio. La primera de estas combinaciones constituye una sal que se conoce vulgarmente con el nombre de *nitro*, *sal de nitro*, *salitre*, pero que se distingue en química con el de azoato ó nitrato de potasa. De esta sal, fabricada en el dia en gran cantidad para las necesidades de las artes, se extrae el ácido azóico. En los laboratorios se ejecuta esta operacion tratando esta sal por el ácido sulfúrico concentrado. El ácido azóico se separa de su combinacion, y se forma sulfato de potasa. El aparato que se emplea consiste en una retorta que comunica con una alargadera y un globo con gollete, que tiene en la parte superior un tubo encorvado (Véase la figura).



Preparacion. Se introduce en la retorta azoato de

Digitized by Google

potasa pulverizado, y se echa por encima, con un embudo de tubo largo, las dos terceras partes de su peso de ácido sulfúrico. Se evita por este medio mojar las paredes, y que el ácido sulfúrico sea arrastrado por el ácido nítrico: la capacidad de la retorta debe ser doble cuando menos, que la necesaria para contener la mezcla. Despues de haber colocado convenientemente la retorta sobre un triángulo de hierro en un hornillo, y haberla puesto en comunicacion con la alargadera y el globo que deberán estar rodeados de lienzos mojados, se la calienta poco á poco; muy pronto la reaccion que habia empezado aun en frio, se hace mas viva, el ácido sulfúrico se dirige hácia la potasa y abandona su agua que se combina con el ácido azóico. Este último aparece entonces bajo forma de vapores que se condensan en el globo. El sulfato de potasa queda en el fondo de la retorta en forma de una masa blanca. Esta sal se halla entonces con exceso de ácido sulfúrico ó en estado de bisulfato.

Durante esta operacion se notan muchos fenómenos. Primero la parte vacía de la retorta se llena de un vapor rojo; á este suceden vapores blancos que se condensan sobre las paredes del aparato y que continúan desprendiéndose durante largo tiempo. Por último, hácia el fin de la operacion, vuelven á aparecer, pero mas abundantemente y con mas intensidad, los vapores rojos, y entonces la materia contenida en la retorta se hincha mucho y tiende á pasar al cuello. Al llegar á este estado se detiene la operacion, retirando el aparato del fuego, y dejándole enfriar.

Teoría de la operacion. Muchas causas producen los efectos observados antes: 1.º el ácido azóico que no puede existir sin agua, se descompone siempre en oxígeno y en ácido hipoazóico muy volátil, cuyo vapor es rojo amarillento. En los primeros momentos de la operacion, se concibe que, quedando en libertad una corta cantidad de ácido azóico, el agua que ha tomado al ácido sulfúrico que le ha desprendido, debe ser absorbida pronto por la masa de ácido sulfúrico con-

Digitized by Google

centrado, que no ha podido obrar sobre toda la sal. Esta porcion de ácido azóico privada de agua, se descompone en ácido hipoazóico y en oxígeno; 2.º á medida que el ácido sulfúrico descompone mayor cantidad de azoato de potasa, cede su agua al ácido azóico que se desprende entonces bajo forma de vapores blancos; 3.º por último hácia el fin de la operacion, como el ácido azóico no encuentra ya la cantidad de agua necesaria para existir, y la temperatura es mas elevada, estas dos circunstancias reunidas ocasionan su trasformacion en ácido hipoazóico y en oxígeno que se desprende.

Algunas veces, lo cual sucede cuando se ha empleado azoato de potasa impuro, que como el del comercio contiene un poco de cloruro de sódio, una parte de los vapores rutilantes de ácido hipoazóico proviene de la reaccion simultánea del ácido azóico y clorhídrico, que produce entonces cloro y ácido hipoazóico.

Rectificacion. El producto que se encuentra en el globo despues de esta operacion no es ácido azóico puro, pues segun lo que hemos dicho, contiene ácido hipoazóico que le da color amarillo, y cloro. Se le priva del primero exponiéndole á un calor suave en una retorta ó en un globo, hasta que haya perdido el color. Para privarle despues del cloro, se vierte en él poco á poco azoato de plata disuelto, hasta que ya no se forme precipitado blanco de cloruro de plata. Este compuesto, insoluble en el ácido azóico, se reune pronto en una masa en el fondo de la vasija. Se decanta el ácido azóico que sobrenada, y se le destila en un aparato semejante al primero.

Habiéndose generalizado la fabricacion del ácido azóico, se le prepara en la actualidad en las artes descomponiendo el azoato de potasa; para esto se hace obrar esta sal con ácido sulfúrico en grandes cilindros de hierro colocados horizontalmente unos al lado de los otros, y se recoge el producto en botellas gruesas de gres que sirven de recipiente.

Digitized by Google

Antes que el ácido sulfúrico fuese tan barato como ahora, se obtenia el ácido azóico calcinando el azoato de potasa con la arcilla, en retortas de barro colocadas sobre un hornillo particular. En esta operacion, los elementos de la arcilla (la alúmina y el ácido silícico) se dirigian sobre la potasa, y dejaban en libertad el ácido azóico; pero como la arcilla contiene poca agua, resultaba que la mayor parte de este ácido se descomponia durante la operacion.

Propiedades. El ácido azóico, en el estado de pureza, es un líquido sin color, de olor fuerte y picante; esparce humos blancos al contacto del aire; obra tanto sobre las sustancias orgánicas, que las descompone pronto dándoles siempre color amarillo, si son de naturaleza animal. Esta propiedad debia hacerle considerar como uno de los venenos cáusticos mas violentos. Cuando está concentrado, su densidad es de 1,514; expuesto al calor, hierve á $+80^{0}$, y puede ser destilado sin sufrir alteracion. En este estado de concentracion, contiene, segun M. Thénard, 86,2 de ácido puro y 15,8 de agua, lo que corresponde á casi cerca de 1 átomo de ácido por 1 átomo de agua.

M. Thénard ha determinado por la experiencia la cantidad de ácido puro contenido en el ácido azóico á diferentes grados de densidad; y he aquí los resultados que ha obtenido á la temperatura de $+19^{0}$:

Densidad del ácido.	*Acido seco en 100 partes.*	*Agua en 100 partes.*
1,513	85,7	14,3
1,498	84,2	15,6
1,478	72,9	27,1
1,434	62,9	37,1
1,422	61,9	38,1
1,376	51,9	48,1

Digitized by Google

Accion de la luz. El ácido azóico concentrado adquiere color amarillo por la influencia de la luz solar, y al cabo de cierto tiempo deja desprender gas oxígeno. Resulta de aquí la descomposicion de una parte del ácido azóico que, perdiendo el oxígeno, pasa al estado de ácido hipoazóico; este queda disuelto en la otra parte de ácido azóico no descompuesto, y contribuye á dar el color.

Accion del calórico. Una temperatura elevada le trasforma tambien en ácido hipoazóico y en oxígeno, lo que es fácil comprobar haciendo pasar su vapor al través de un tubo de porcelana enrojecido.

Accion de los metalóideos. Entre los cuerpos simples no metálicos, solo el oxígeno, el azoe, el cloro, el iodo, el bromo, y probablemente el fluor, tienen accion sobre este ácido; todos los demás le descomponen con mas ó menos facilidad, apoderándose de una parte de su oxígeno, y haciéndole pasar al estado de deutóxido ó de protóxido de azoe, algunas veces tambien dejan todo el azoe en libertad.

El ácido azóico reducido á vapores se descompone fácilmente por el hidrógeno á una temperatura elevada. En esta descomposicion, que se verifica siempae con violencia y explosion, se forma agua, y el azoe queda libre. El carbono y el fósforo le descomponen tambien á la temperatura de su ebullicion. El primero, absorbiendo parte del oxígeno del ácido azóico, le hace pasar al estado de deutóxido de azoe ó de azoe, pasando él mismo al estado de ácido carbónico; el segundo da los mismos productos convirtiéndose en ácido fosfórico. Esta accion del ácido azóico sobre el fósforo proporciona otro medio para preparar el ácido fosfórico puro.

Accion de los hidrácidos. Los ácidos clorhídrico, iodhídrico y bromhídrico se descomponen por el ácido azóico. Estas reacciones se verifican muchas veces en frio y siempre al calor. El hidrógeno de estos ácidos se combina con parte del oxígeno del ácido azóico

Digitized by Google

que se encuentra reducido al estado de ácido hipoazóico ó al de deutóxido de azoe, mientras que sus radicales quedan en libertad. Se puede comprobar estos resultados calentando en una retorta una mezcla de ácido azóico y de ácido clorhídrico: los productos que resultan son cloro y ácido hipoazóico á consecuencia de haberse formado agua á expensas del hidrógeno del ácido clorhídrico y de parte del oxígeno del ácido azóico.

Agua régia. Este compuesto mixto, designado en otro tiempo con el nombre de *agua régia*, porque tenia la propiedad de disolver el oro, que los químicos habian calificado de *rey de los metales*, ha sido conocido despues con la denominacion de *ácido nitro-muriático* ó *nitro-hidroclórico*; pero le conviene mejor el nombre de cloro-hipoazóico porque indica su composicion.

Composicion. Segun los experimentos directos de M. Gay-Lussac, el ácido azóico anhidro se compone de un volúmen de azoe y de dos y medio de oxígeno, ó de 100 volúmenes del primero y 250 de oxígeno. Lo que establece para la relacion en peso:

Azoe. . . .	26,15	2 átomos.
	ó	
Oxígeno. .	73,85	5 átomos.
	100,00	

Su fórmula $= Az^2O^5$.

Usos. Los usos del ácido azóico son muy numerosos. En los laboratorios se le emplea para hacer muchas reacciones; oxida la mayor parte de los metales y los disuelve, lo que proporciona un medio precioso para hacer muchos experimentos. Sobre este principio está fundado el uso que de él se hace en el grabado con el *agua fuerte*, y en los ensayos de las ligas de oro y plata con el cobre. Se emplean en medicina muchas

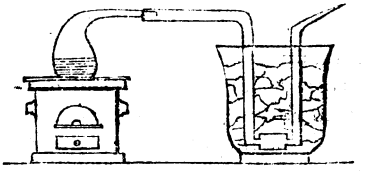
Digitized by Google

de estas combinaciones salinas, ya interior, ya exteriormente. Concentrado, obra como un cáustico poderoso, y puede servir muy bien para destruir las verrugas y las callosidades que se forman sobre la epidermis, pues las desorganiza poco á poco, produciendo solo una lijera picazon en la piel. Se le administra algunas veces al interior, despues de haberle dilatado en gran cantidad de agua, en la proporcion de cuatro gramas por litro de agua. En este estado de disolucion constituye una limonada refrigerante y diurética.

ÁCIDO HIPOAZÓICO.

Solo puede obtenerse esta segunda combinacion de azoe y de oxígeno descomponiendo ciertos azoatos secos por el fuego. El ácido azóico, desprendido de su combinacion con el óxido, no encontrando el agua necesaria para el equilibrio de sus elementos, se descompone en vapores de ácido hipoazóico y en oxígeno. El óxido, si es fijo é indescomponible por el calórico, queda en estado de libertad.

Preparacion. El procedimiento que se emplea consiste comunmente en calentar protoazoato de plomo bien seco en una retortita de vidrio embetunada exteriormente. Se introduce el cuello de la retorta en un tubo encorvado en forma de *U*, al cual se debe sumerjir en una mezcla de hielo machacado y sal.



El azoato se descompone por la accion del calórico, y suministra vapor de ácido hipoazóico y gas oxígeno. Estos productos gaseosos, pasando al través del tubo

Digitized by Google

rodeado de hielo, se enfrian, por lo cual el ácido hipoazóico se condensa en líquido, mientras que el gas oxígeno, que no puede tomar este estado, queda en el de gas, y se desprende por la extremidad adelgazada del tubo. Despues de la operacion se encuentra en la retorta todo el protóxido de plomo que estaba unido con el ácido azóico.

Propiedades. El ácido hipoazóico preparado de este modo es líquido á la temperatura y á la presion ordinarias; presenta diferentes colores segun el grado de calor á que se expone, pues es amarillo anaranjado á $+15^0$ y á $+28^0$; amarillo leonado á cero; casi sin color á -10^0, y no le tiene á -20^0; su olor es fuerte y penetrante en razon de su volatilidad; su sabor es de los mas ácidos; obra inmediatamente como un cáustico poderoso sobre la mayor parte de los tejidos orgánicos, á los que da color amarillo y destruye. Su densidad en el estado de pureza es de 1,451; su punto de ebullicion es $+28^0$.

Accion del aire y del agua. Apenas este ácido está en contacto del aire, esparce un humo rojo, amarillento, muy abundante, que tiene el olor característico del ácido líquido. Puesto en contacto con mayor ó menor cantidad de agua, se descompone siempre en ácido azóico y en deutóxido de azoe, produciendo colores que varían del amarillo pardusco al verde esmeralda y al azul celeste. Estos diferentes colores, que dependen de las porciones de ácido hipoazóico no descompuestas que quedan en mayor ó menor cantidad con el ácido azóico que se ha formado, se manifiestan por el órden que hemos establecido arriba, añadiendo sucesivamente cortas cantidades de agua destilada. Cada vez que se añade esta última al ácido hipoazóico, se observa que se desprende deutóxido de azoe, que al contacto del aire vuelve á pasar inmediatamente al estado de ácido hipoazóico produciendo vapores rutilantes.

Accion de los metaloideos. De todos los cuerpos simples no metálicos, solo el carbono, el fósforo, el azu-

Digitized by Google

fre, el selenio y probablemente el boro le descomponen con auxilio del calor, apropiándose una parte de su oxígeno, y reduciéndole al estado de deutóxido de azoe ó de azoe. Estos diferentes cuerpos se trasforman ellos mismos en otros tantos ácidos particulares.

Composicion. Se puede determinar la composicion del ácido hipoazóico como lo ha indicado M. Dulong, haciendo pasar su vapor sobre pedazos de cobre enrojecidos en un tubo de porcelana. Este metal absorbe el oxígeno y deja el azoe en estado de libertad. Midiendo el volúmen de este, y pesando el cobre antes y despues de la operacion, se tienen todos los datos necesarios para calcular su composicion elemental.

Resulta de la análisis hecha por este químico y de la de M. Gay-Lussac, que el ácido hipoazóico se compone de un volúmen de azoe y dos de oxígeno, ó 100 de azoe por 200 de oxígeno. Lo que establece en peso por 100 partes:

Azoe.	30,69	2 átomos.
	ó	
Oxígeno. . . .	69,31	4 átomos.
	100,00	

Su fórmula = Az^2O^4.

El ácido hipoazóico no se combina con los óxidos; pues siempre que está en presencia de estos, se trasforma en ácido azóico y en ácido azooso, por lo que se ve que una porcion del ácido hipoazóico cede su oxígeno á la otra para hacerla pasar al estado de ácido azóico volviéndose él mismo ácido azooso. Ya hemos visto que el ácido hipofosfórico obraba de la misma manera.

ÁCIDO AZOOSO.

Circunstancia de su formacion. **M. Gay-Lussac ha**

Digitized by Google

observado este compuesto de oxígeno y de azoe haciendo reaccionar, en presencia de un óxido alcalino disuelto en agua, el gas oxígeno sobre un exceso de deutóxido de azoe. Este último absorbe todo el oxígeno, y produce ácido azooso, que se une con el óxido, y queda el exceso de deutóxido de azoe. Solo se le puede obtener en esta circunstancia, ó calentando al rojo oscuro ciertos azoatos, que perdiendo á esta temperatura una parte de oxígeno, se trasformen en azoitos.

Hé aquí cómo se puede determinar su formacion, y valuar al mismo tiempo la relacion de sus elementos.

Si se hacen pasar á una campana llena de mercurio, que contenga una disolucion de potasa, 600 partes de deutóxido de azoe y 100 de oxígeno, se obtiene un residuo de 200 partes de deutóxido de azoe. Por consiguiente la absorcion por la potasa resulta de 400 partes de deutóxido y de 100 de oxígeno, que constituyen entonces el ácido azooso unido á la potasa; pero como el deutóxido de azoe contiene exactamente la mitad de su volúmen de gas oxígeno, las 400 partes que han sido absorbidas en el experimento contienen 200 de oxígeno. Si á esta última cantidad se añade la que ha sido absorbida directamente durante el experimento, se saca de esta conclusion que el ácido azooso está formado en volúmen de 200 volúmenes de azoe por 300 de oxígeno, ó mas simplemente, de un volúmen del primero por uno y medio del segundo.

Composicion. El ácido azooso está pues compuesto en peso de

Azoe....	37,12...	2 átomos.
	ó	
Oxígeno..	62,88...	3 átomos.
	100,00	

Su fórmula $= Az^2O^3$.

Digitized by Google

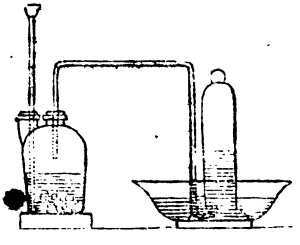
No se puede aislar este ácido de los óxidos con que forma combinaciones fijas, pues apenas se le separa, se descompone en deutóxido de azoe y en ácido azóico que queda disuelto en el agua.

DEUTÓXIDO DE AZOE Ó BIÓXIDO DE AZOE.

Se forma gran cantidad de este compuesto cuando reacciona el ácido azóico sobre la mayor parte de los metales; pues luego que este ácido está en contacto con ellos, los oxida á expensas de una parte de su oxígeno, y lo que le resta entonces se halla con la proporcion de a zoe que contiene, en la relacion de los elementos del deutóxido de azoe. Esta reaccion se verifica en ciertos casos á la temperatura ordinaria, y en otros exige el concurso del calor.

Sobre este principio está fundada en los laboratorios la preparacion de este nuevo compuesto.

Preparacion. El aparato que se emplea con este objeto se compone, segun se ve en la figura,

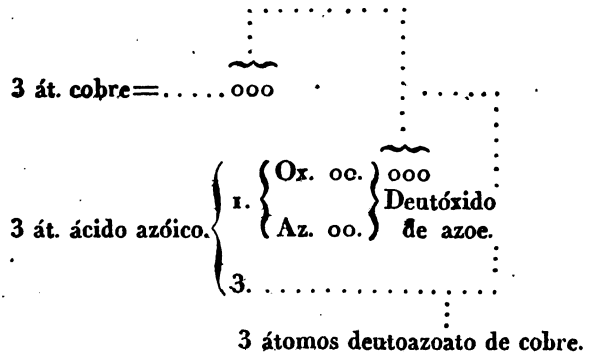


de un frasco con dos golletes de cerca de un litro de capacidad. En uno de los golletes entra un tubo encorvado que va á terminar debajo de la cuba hidroneumática; por el otro pasa un tubo recto que tiene en su parte superior un embudo, cuyo tubo se sumerje hasta cerca de cinco ó seis centímetros del fondo del frasco. Se pone dentro del frasco de 50 á 100 gramas de limaduras de cobre, y se echa por encima 200 gra-

Digitized by Google

mas de agua. Embetunados los tapones y dispuesto el aparato, se echa poco á poco por el embudo ácido azóico. Al momento que este toca el cobre, le ataca con energía, le disuelve dejando desprender gran cantidad de deutóxido de azoe, que mezclándose con el aire contenido en el frasco, produce ácido hipoazóico, al cual se reconoce por su color rojo amarillento. Este vapor persiste hasta que ha sido absorbido todo el oxígeno del aire. Se dejan perder estas primeras porciones que están impuras, y solo se recibe el gas cuando la parte vacía del frasco no tiene ya color.

Es fácil concebir los fenómenos que suceden en este experimento. El ácido azóico, en contacto con el cobre, se descompone al instante; cede una parte de su oxígeno á este metal, y pasa al estado de deutóxido de azoe que se desprende. Por otro lado, el óxido de cobre que ha resultado de esta primera reaccion, se combina con otra porcion de ácido azóico no descompuesta, para formar deutoazoato de cobre, que queda disuelto en el agua y le da color azul.



El mercurio, la plata, el plomo, &c., tratados al calor por el ácido azóico, darian los mismos productos.

El primer procedimiento es mas económico.

Digitized by Google

Propiedades. El deutóxido de azoe es un gas sin color; no se puede conocer su olor, porque apenas está en contacto con el aire, cambian sus propiedades; no tiene accion sobre la tintura de girasol. Se puede comprobar este resultado, haciendo pasar á un frasco medio lleno de este gas un pedacito de girasol; si se toman todas las precauciones para que no entre la mas mínima cantidad de aire y se tapa herméticamente el frasco, se disuelve la materia colorante de girasol y queda intacta aunque se la agite con este gas; pero si despues se abre el frasco y se le sopla un poco de aire por un tubo largo, el deutóxido de azoe absorbe al instante el oxígeno del aire, y pasa al estado de ácido hipoazóico, que obrando sobre el agua, enrojece pronto el girasol. La densidad de este gas es de 1,039; es impropio para la combustion y para la respiracion; ejerce una accion deletérea cuando los animales se exponen á respirarle. Se concibe segun lo que hemos dicho arriba, que estos efectos dependen de haberse transformado en gas ácido hipoazóico por el aire contenido en las vias aéreas y en las células pulmonares.

Accion del oxígeno. Puede demostrarse directamente la accion que ejerce este gas sobre el aire y el oxígeno poniendo estos gases en presencia uno de otro. Si se hace pasar á un globo con llave lleno en parte de oxígeno, cierta cantidad de deutóxido de azoe, se forman al instante vapores rojos muy oscuros de ácido hipoazóico. Estos vapores son permanentes mientras no estén en contacto del agua; pues apenas los toca esta, son absorbidos con prontitud.

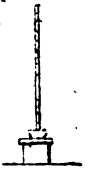
La absorcion depende de la relacion del deutóxido con el oxígeno. Si el oxígeno está en exceso, el deutóxido absorbe la mitad de su volúmen; y en el caso contrario, el deutóxido toma solamente el tercio de su volúmen. Por consiguiente estos productos son mixtos, y no corresponden á ninguno de los cinco compuestos conocidos de azoe y oxígeno.

Segun lo que acabamos de decir, poniendo sobre agua un gas que contenga oxígeno libre en contacto

Digitized by Google

con un exceso de deutóxido de azoe, todo el oxígeno será absorbido, y resultará un cuerpo formado de tres volúmenes de deutóxido de azoe y un volúmen de azoe; por consiguiente, anotando la concentracion producida y dividiendo esta cantidad por cuatro, se tendrá en el cociente el volúmen de oxígeno. Por esta propiedad del deutóxido de azoe, Priestley y Fontana le han propuesto para determinar la cantidad de oxígeno en el aire atmosférico; pero este medio no es tan exacto como los que hemos propuesto anteriormente.

Eudiómetro de deutóxido de azoe. M. Gay-Lussac ha perfeccionado este procedimiento inventando un aparatito muy sencillo, el cual disminuye las causas de error. Este aparato, segun se ve en la figura siguiente,



consiste en un tubo graduado dividido exactamente en 200 partes. La parte abierta de este tubo se halla rodeada por una pieza de cobre cónica, que se aplica exactamente á la parte ensanchada de un embudo de cobre adaptado á la boca de un frasquito de cristal. Cuando se quiere hacer uso de él, se llena de agua separadamente el tubo y el frasquito, que estará boca abajo sobre la tabla de la cuba neumática. Se miden 100 partes de aire en el tubo graduado, y se las hace pasar al frasquito; despues se toman 100 partes de deutóxido de azoe que se introducen tambien dentro del mismo frasquito; en el instante se forma vapor de ácido hipoazóico que es absorbido al punto por el

Digitized by Google

agua; entonces se hace entrar debajo del agua el tubo en la parte ensanchada del embudo, se vuelve el aparato y se le saca de la cuba. El residuo gaseoso vuelve á parar al tubo y de este modo se valúa su cantidad. Empleando las cantidades que se ha dicho antes, se halla que se han absorbido 84 partes, que en este caso se hallan formadas de 21 partes de oxígeno y 63 de deutóxido de azoe. Para que se obtenga rigurosamente este resultado, se debe procurar no agitar la mezcla para no disolver en el agua un poco de deutóxido de azoe.

Accion de la luz y del calórico. La luz no tiene accion sobre el deutóxido de azoe; pero no sucede lo mismo al calor, que le convierte en ácido hipoazóico y en azoe.

Accion de los metaloideos. Muchos cuerpos combustibles pueden descomponerle. El fósforo inflamado, sumergido en este gas, arde con mucha intensidad, descompone parte del deutóxido de azoe absorbiendo su oxígeno y dejando el azoe en libertad, mientras que la otra parte, por la temperatura elevada que se desarrolla, se trasforma en ácido hipoazóico y en azoe. El carbono le puede descomponer á un calor rojo, y entonces resulta gas ácido carbónico ó gas óxido de carbono y azoe.

Accion de los metales. La mayor parte de los metales muy ávidos de oxígeno son tambien capaces de descomponer el deutóxido de azoe al calor rojo.

Absorcion por el ácido azóico. Cuando se hace pasar deutóxido de azoe al ácido azóico mas ó menos concentrado, se observa un fenómeno digno de notarse. Es absorbido el deutóxido de azoe, y segun la densidad del ácido azóico, se obtienen colores que varían del pardo amarillento al verde y al azul. Este fenómeno, que es enteramente semejante al que se obtiene vertiendo agua en el ácido hipoazóico, proviene de las mismas causas: el deutóxido de azoe, obrando sobre el ácido azóico, le quita oxígeno y le hace pasar al estado de ácido hipoazóico pasando él mismo á este estado, y

Digitized by Google

entonces se concibe que se formará tanto mas cuanto mas concentrado esté el ácido; de aquí provienen las variaciones de color.

Se repite con buen éxito este experimento, haciendo pasar deutóxido de azoe á tres frascos que comuniquen unos con otros, y colocando ácido azóico debilitado en el primero, un poco mas fuerte en el segundo, y muy concentrado en el tercero.

Análisis. Analizando el deutóxido de azoe por el mismo procedimiento que el ácido hipoazóico, se halla que este gas está compuesto de un volúmen de azoe y de un volúmen de oxígeno sin condensacion: es decir, que 200 partes contienen 100 de azoe y 100 de oxígeno. La densidad del gas comprueba exactamente el resultado de la experiencia.

Composicion. Por consiguiente, de las consideraciones expuestas anteriormente resulta que el deutóxido de azoe está formado en peso de

Azoe.....	46,96	1 átomo.
Oxígeno....	53,04	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = Az O.

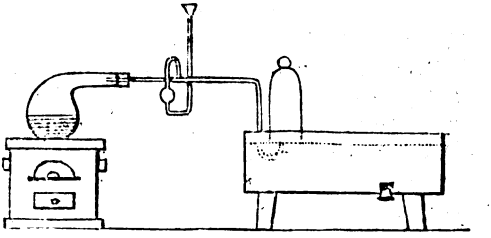
Este gas, descubierto por Hales, ha sido estudiado por Priestley y despues por MM. Gay-Lussac y Davy. Al principio se le designó con los nombres de *gas nitroso*, *óxido de azoe* y *óxido nitroso*.

PROTÓXIDO DE AZOE.

Preparacion. Uno de los resultados de la descomposicion recíproca del ácido azóico y del amoniaco combinados es la formacion de este compuesto. Se le obtiene calentando esta combinacion (azoato de amoniaco) en aparatos dispuestos á propósito para recoger

Digitized by Google

los gases. Con este objeto se ponen cerca de 30 gramas de esta sal seca en una retortita de vidrio que comunica con un tubo encorvado, como se ve en la figura siguiente.



Despues de haber colocado esta retorta sobre un hornillo, se eléva poco á poco la temperatura. Muy pronto se funde la sal y se descompone produciendo un hervor que no conviene sea demasiado rápido, á fin de evitar que se descomponga con prontitud, lo que podria efectuarse con explosion. Cuando se toman estas precauciones, toda la sal empleada se trasforma enteramente en agua que se condensa sobre las paredes de la retorta, y en protóxido de azoe que se recogerá debajo del agua en frascos llenos de este líquido, y que se deben tapar á medida que se llenan de gas.

En esta operacion el amoniaco, que como veremos mas adelante está formado de hidrógeno y azoe, se descompone por el ácido azóico; parte del oxígeno de este ácido se dirige sobre todo el hidrógeno del amoniaco para formar el agua que se obtiene en el experimento; el azoe de aquel se une con el azoe del ácido nítrico y con el oxígeno restante para formar protóxido de azoe.

Se explica fácilmente la formacion de los productos obtenidos considerando la composicion en volúmen de los dos cuerpos. El ácido azóico está compuesto de 100 de azoe y 250 de oxígeno; el amoniaco con-

Digitized by Google

tiene 300 volúmenes de hidrógeno y 100 volúmenes de azoe. Las 300 partes de hidrógeno toman al ácido azóico por la accion del calor 150 de oxígeno para convertirse en agua. Las 100 de azoe del amoniaco se unen entonces con 100 de azoe del ácido azóico y con las 100 de oxígeno restante para formar el protóxido de azoe. Por lo cual se ve que el resultado del experimento se halla enteramente de acuerdo con la teoría.

Propiedades. El protóxido de azoe es un gas sin color, sin olor, de sabor azucarado, y de una densidad igual á 1,5269; sostiene la combustion de los cuerpos inflamados y vuelve á encenderlos cuando presentan un punto en ignicion como lo hace el oxígeno, pero con menos intensidad; es impropio para la respiracion; pero sin embargo merece tenerse en consideracion su accion sobre la economía animal por los efectos sorprendentes que ha producido sobre ciertas personas que se han atrevido á respirarle. Despues de muchas inspiraciones de este gas, han experimentado los efectos del vértigo. Estas primeras sensaciones disminuyen en menos de un minuto, y continuando respirándole se convierten en un estremecimiento agradable de todos los músculos, que se observa principalmente en el pecho y en las extremidades; parece que se ofuscan los objetos exteriores. Hácia las últimas inspiraciones aumenta la agitacion del mismo modo que la potencia muscular, y se adquiere una propension irresistible á reir.

Muchos químicos han experimentado en Inglaterra la mayor parte de los efectos de la respiracion de este gas; así le han dado algunas personas el nombre de *gas regocijante* (que produce la *alegría*, el *regocijo*); pero en Francia otros químicos distinguidos, que han repetido estos experimentos, no han obtenido los mismos resultados, y por el contrario han experimentado mal estar con todos los síntomas de la asfixia.

Accion del aire y del agua. El protóxido de azoe no

Digitized by Google

tiene accion sobre el aire ni sobre el oxígeno; el calor le descompone en deutóxido de azoe y en azoe; el agua á la temperatura de + 15° y á la presion de $0^m,76$, puede disolver la mitad de su volúmen, y esta disolucion tiene un sabor ligeramente azucarado; el calor hace desprender de la disolucion el protóxido de azoe, que aparece con todas sus propiedades.

Accion de los metaloideos. Todos los cuerpos combustibles, excepto el cloro, el bromo y el iodo, pueden descomponerle con mayor ó menor facilidad absorbiendo el oxígeno y dejando libre el azoe. El hidrógeno, á la temperatura del rojo oscuro, le trasforma en agua y en azoe. Esta reaccion se verifica con rapidez y con violenta detonacion cuando se aproxima una bujía encendida á un frasco lleno de una mezcla de partes iguales de hidrógeno y protóxido de azoe. Sumergiendo en una atmósfera de protóxido de azoe el fósforo ó el carbono inflamados, arden con rapidez y despiden mucho calórico y luz. Se forman ácido fosfórico ó ácido carbónico y queda libre el azoe.

Accion de los metales. Los metales ávidos de oxígeno le descomponen á una temperatura mas ó menos elevada dejando el azoe en libertad.

Se puede demostrar fácilmente la composicion del protóxido de azoe analizándole por el hidrógeno.

Análisis. Si se hace pasar á un eudiómetro sobre mercurio 100 partes de protóxido de azoe y 100 de hidrógeno puro, y se hace que se reaccionen entre sí por medio de la chispa eléctrica, se obtiene un residuo gaseoso igual á 100, que es azoe puro. Por consiguiente las 100 de hidrógeno han debido combinarse con 50 de oxígeno para formar agua. Luego este experimento prueba que 100 partes de protóxido de azoe contienen 100 de azoe y 50 de oxígeno condensados en 100 por su combinacion.

Se comprueba este resultado calentando el sulfuro de bario en la misma cantidad de protóxido de azoe; esta combinacion absorbe todo el oxígeno, y queda un volúmen de azoe igual al del protóxido emplea-

Digitized by Google

do, lo cual está conforme con el experimento.

Composicion. Segun lo que acabamos de decir está formado de

En peso	Azoe.	62,82	2 átomos.
		ó	
	Oxígeno. . . .	37,18	1 átomo.
		100,00	

Su fórmula $= Az^2O$.

Priestley, químico inglés, descubrió este gas en 1776, y despues ha sido el objeto de las nuevas investigaciones de MM. Berthollet, de Davy y de Gay-Lussac.

Usos. Sérullas hizo algunos ensayos en 1832 con la disolucion acuosa de protóxido de azoe sobre ocho coléricos frios y en estado de *cianosis*, á los cuales hizo beber en cinco ó seis horas, de seis á ocho cuartillos de esta disolucion endulzada con jarabe; dichos ensayos han demostrado que en estos enfermos se restableció poco á poco el calor y que desapareció tambien sucesivamente la cianosis (Sesion del 16 de Marzo, Academia de las Ciencias)

COMPUESTO DE AZOE É HIDRÓGENO.

(*Azburo de hidrógeno*, amoniaco.)

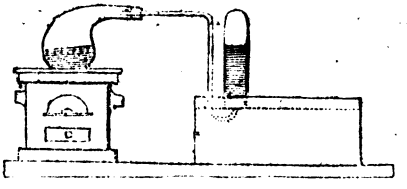
Circunstancias en que se unen estos cuerpos. El hidrógeno y el azoe en estado de gas no pueden unirse ni á la temperatura ordinaria, ni á una temperatura elevada; pero cuando ambos se encuentran juntos en estado de gas naciente, ó á lo menos uno de ellos, se combinan y forman el producto conocido antiguamente con el nombre de *amoniaco* ó *álcali volátil.* Es el único compuesto de hidrógeno y azoe que se conoce.

Digitized by Google

Se forma esta combinacion en un gran número de circunstancias particulares. Cuando se pudren las materias animales que contienen entre sus elementos hidrógeno y azoe, dan entre otros productos mayor ó menor cantidad de amoniaco libre ó combinado. Cuando obra el fuego sobre estas mismas sustancias orgánicas, suministra tambien nuevos compuestos que determinan la formacion del amoniaco.

Estado natural de este compuesto. Añadiremos á estos hechos que la naturaleza presenta el amoniaco ya formado, pero en estado de combinacion, en el reino mineral y en el orgánico; que en este último caso, para los unos es quizá uno de los productos de la vegetacion, y para los otros uno de los resultados de la asimilacion ó de otras funciones vitales, puesto que se encuentra en muchos líquidos segregados ó excretados. Solo puede obtenerse puro el amoniaco de los cuerpos en que se halla en combinacion directa. Uno de los que pueden servir ventajosamente para este objeto es el designado con el nombre de *sal amoniaco*, *clorhidrato de amoniaco*, sal que en la actualidad se fabrica en gran cantidad para las necesidades del comercio.

Extraccion. Para extraer el amoniaco de esta combinacion se mezclan partes iguales de esta sal reducida á polvo fino, y de protóxido de calcio (cal) tambien pulverizado. Se llena de esta mezcla casi toda una redomita de vidrio que comunica con un tubo encorvado que va á terminar debajo del mercurio (Véase la figura siguiente).



Digitized by Google

Calentando esta mezcla, se descomponen los dos cuerpos, el protóxido de calcio se combina con el ácido clorhídrico, y de esta reaccion resulta cloruro de calcio y agua que queda combinada momentáneamente con este compuesto y con el exceso de cal empleada, y se desprende gran cantidad de gas amoniaco, que queda en libertad. Se recibe á este último en campanas llenas de mercurio despues de haber dejado perder las primeras porciones que están mezcladas con el aire del aparato.

Propiedades. El gas amoniaco es trasparente y sin color como el aire; su densidad es de 0,5912; su olor es tan fuerte y tan penetrante que puede sufocar y excitar el lagrimeo aunque se le respire en pequeña cantidad; su sabor es acre y cáustico; es impropio para la combustion lo mismo que para la respiracion, pues los animales sumergidos en él se asfixian pronto; cuando se le pone en contacto con el jarabe de violetas ó con la tintura de girasol enrojecida, enverdece el primero y vuelve azul á la segunda, y se conduce como un verdadero óxido metálico ó base salificable. Por esta propiedad se le daba antiguamente el nombre de *álcali volátil*; propiedad comun á ciertos óxidos metálicos que entonces se los designaba con el nombre de *álcalis*.

Liquidacion. Este gas no es permanente, es decir, que no presenta su forma gaseosa á todas las temperaturas ni á todas las presiones, porque segun los experimentos de M. Faraday, sometiendo este gas puro á una presion fuerte y á un frio de — 20°, puede liquidarse El frio considerable que se desarrolla por la evaporacion rápida del ácido sulfuroso líquido, es tambien capaz de reducir al mismo estado el gas amoniaco (experimento de M. Bussy).

Accion del calórico. En algunas circunstancias el gas amoniaco se descompone por el calor; se separan sus dos elementos y se vuelven á hallar en estado de mezcla. Se puede efectuar esta descomposicion haciendo pasar gas amoniaco seco á un tubo de porcelana

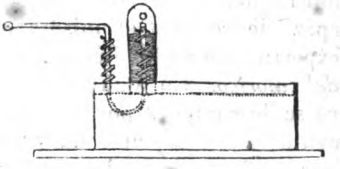
Digitized by Google

enrojecido al fuego y que contenga alambres de cobre ó de hierro, los cuales no retienen ninguno de los elementos del amoniaco, puesto que no aumentan sensiblemente de peso; pero es notable el cambio que experimentan las propiedades físicas de estos metales, pues se vuelven quebradizos y menos densos (MM. Despretz y Cagniard de Latour). ¿Este resultado no indicaria que ha habido combinacion de uno de los elementos del gas amoniaco con el metal, y que despues se ha separado de él? Los dos químicos que acabamos de citar han adoptado esta opinion; pero si se emplean pedazos de porcelana, como lo ha hecho M. Vauquelin, en lugar de los alambres de cobre, se verifica la descomposicion tan bien como en las primeras condiciones. Seguramente no se puede admitir que los pedazos de porcelana hayan absorbido momentáneamente alguno de los principios del gas amoniaco para dejarle perder en seguida, y es mas razonable pensar que se han multiplicado los puntos de contacto entre el gas y el calórico.

Cualquiera que esto sea, el gas que proviene de esta descomposicion no tiene olor y presenta todos los caractéres de una mezcla de hidrógeno y azoe.

Accion de la electricidad. El fluido eléctrico obra del mismo modo que el calórico; si se somete durante mucho tiempo cierta cantidad de gas amoniaco á la accion de la electricidad, adquiere doble volúmen á consecuencia de su descomposicion.

Se puede hacer el experimento en el aparatito representado en la figura siguiente.



Se coloca en una campana graduada un volúmen de-

Digitized by Google

terminado de gas, y se hace pasar por él una serie de chispas eléctricas durante muchas horas por medio del conductor eléctrico aislado. Si se mide el gas, cuando al parecer no aumenta ya de volúmen, se halla que tiene doble volúmen y que consiste en una mezcla de tres partes de hidrógeno y una de azoe que antes ocupaban dos partes. Así 100 volúmenes de este gas se convierten en 200 por esta descomposicion; analizándolas se reconoce que contienen 150 volúmenes de hidrógeno y 50 de azoe que antes estaban condensados en 100 volúmenes.

Accion del agua. El agua absorbe con gran rapidez el gas amoniaco, y se combina con él inmediatamente con desprendimiento de calor. A la temperatura y á la presion ordinarias disuelve 430 veces su volúmen ó cerca de la mitad de su peso. Se puede demostrar esta absorcion poniendo una campana llena de gas amoniaco puro en contacto del agua; ésta se lanza con tal rapidez que apenas se ve su ascension en la campana. El hielo posee tambien esta propiedad, pues absorbiendo el gas se funde por el calórico que se desprende durante esta combinacion.

Accion del oxígeno. El aire y el oxígeno no tienen accion sobre este gas á la temperatura ordinaria; pero si se aproxima una bujía encendida á la mezcla de uno de ellos y de cierta cantidad de gas amoniaco, hay inflamacion y detonacion mas ó menos fuerte segun la combustion.

Los productos que resultan de esta combustion son agua y azoe que queda en libertad. Se los puede valuar quemando una mezcla de gas amoniaco y de oxígeno en el eudiómetro de mercurio; pero en este caso solo se debe obrar sobre una corta cantidad de la mezcla, á causa de la accion violenta que los gases tienen entre sí, por la que se podria romper el eudiómetro y herir al operador. En este experimento es imposible evitar la formacion de una corta cantidad de ácido azóico, que proviene de la union de una parte del oxígeno que se emplea con una parte del azoato de amoniaco, lo cual

Digitized by Google

hace que los resultados sean menos exactos que lo que debia esperarse.

Accion de los metaloideos. Entre los cuerpos combustibles no metálicos, el cloro y el iodo, por la grande afinidad que tienen con el hidrógeno, son capaces de descomponer en frio el amoniaco apoderándose de su hidrógeno y dejando libre el azoe. Cuando se hace pasar cloro gaseoso al gas amoniaco, estos dos gases reaccionan inmediatamente uno sobre otro; los rayos de luz que se ven en toda la campana así como el desprendimiento de calor, atestiguan la viva reaccion que resulta y que da orígen al ácido clorhídrico, y por consiguiente al clorhidrato de amoniaco; esta última sal aparece bajo la forma de vapores blancos muy espesos. La disolucion del cloro descompone igualmente la disolucion acuosa del gas amoniaco; así cuando se mezcla en un tubo largo cerrado por un extremo una disolucion de cloro, de modo que llene las siete octavas partes, y se echa encima amoniaco líquido para acabarle de llenar, se observa que, despues de haber tapado con el dedo el extremo del tubo, y de haberle vuelto al revés para mezclar los dos líquidos, en el sitio en que se verifica el contacto se desprenden una multitud de ampollitas de un gas que se elevan rápidamente y se reunen en la parte superior del tubo. Reconocido este gas, se halla que es azoe puro.

Accion del iodo. El iodo descompone tambien el amoniaco, pero no desprende el azoe con que estaba unido. Por lo demás se forma ácido iodhídrico que se une con la porcion de amoniaco no descompuesto como en el experimento anterior.

El carbono á una temperatura roja descompone el amoniaco, y de esta descomposicion resulta, segun M. Langlois, hidrógeno y cianhidrato de amoniaco; puede obtenerse cristalizada esta sal haciendo pasar los productos al través de un tubo enfriado por una mezcla refrigerante.

Composicion. Segun lo que hemos dicho mas arri-

Digitized by Google

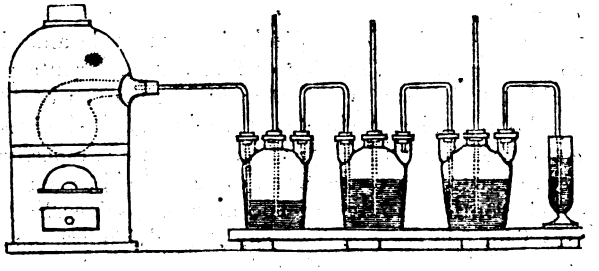
ba, es fácil determinar la composicion del gas amoniaco descomponiéndole por la electricidad, y analizando el gas que resulta de la descomposicion por el oxígeno en el eudiómetro de mercurio. De este modo se halla que está compuesto de volúmen y medio de hidrógeno y de uno de azoe condensados en uno solo. Lo que da en peso:

Azoe.	82,53	1 átomo.
	ó	
Hidrógeno. .	17,47	3 átomos.
	100,00	

Su fórmula = $Az\ H^3$.

La densidad de este gas confirma el resultado del experimento, porque tomando vez y media la densidad del hidrógeno, mas la del azoe, y dividiendo la suma por 2, se obtiene un número que representa con bastante exactitud la densidad del gas amoniaco indicada por MM. Berzélius y Dulong.

Disolucion acuosa de amoniaco. Rara vez se usa el amoniaco en este estado de gas, pero sí con mucha frecuencia disuelto en agua. Esta disolucion, conocida en otro tiempo con el nombre de amoniaco líquido, se prepara saturando de este gas agua destilada. Con este objeto se emplea en los laboratorios el aparato siguiente.



Digitized by Google

En una retorta de gres embetunada, se echa la mezcla de clorhidrato de amoniaco y cal necesaria para dejar desprender el gas amoniaco y se llenan de ella las $\frac{3}{4}$ partes de la retorta. Despues de haberla colocado sobre barras de hierro en el hornillo de reverbero, se ajusta á su cuello un tubo encorvado de bastante diámetro, que termina en el fondo del primer frasco de tres golletes que contiene una corta cantidad de agua. Este primer frasco comunica por medio de tubos intermedios con el segundo y este con el tercero, &c. Se pone en estos últimos una cantidad de agua destilada equivalente al peso de la sal amoniaco: en esta es en donde debe disolverse el gas. Si despues de haber arreglado y embetunado el aparato, se calienta poco á poco la retorta elevando la temperatura hasta el rojo oscuro, el gas amoniaco que se desprende en gran cantidad deposita en el primer frasco las materias extrañas que puede arrastrar consigo; de aquí pasa al segundo frasco donde se disuelve hasta que el agua esté saturada de él; y por último el agua contenida en el tercer frasco absorbe el exceso del gas que no puede disolverse.

A medida que se efectua la saturacion del agua, está última se calienta y aumenta de volúmen. Así, cuando se quiera preparar una disolucion de amoniaco muy concentrada, se deben enfriar los frascos ya rodeándolos con lienzos mojados, ó ya colocándolos en un barreño que contenga agua fria y aun hielo machacado.

Amoniaco líquido. La disolucion acuosa de amoniaco no tiene color, su olor es fuerte y penetrante parecido al del gas, y su olor es cáustico; enverdece mucho el jarabe de violetas y vuelve azul el girasol enrojecido por los ácidos; varía su pesantez específica, pero cuando está concentrada es de 0,9054, y en este estado contiene 25,37 por 100 de gas amoniaco. Sometida á un frio de —40° se congela volviéndose opaca; expuesta al aire pierde parte del gas que contiene, y le

Digitized by Google

deja desprender enteramente á un calor elevado gradualmente hasta el punto de su ebullicion.

M. Davy ha dado la tabla siguiente de la cantidad de gas amoniaco contenida en el amoniaco líquido á diferentes grados de densidad.

Densidad.	*Grados en el pesa alcohol.*	*Proporcion de amoniaco por 100.*	*Proporcion de agua por 100 partes.*
0,8750	30,6	32,50	67,50
0,8875	28,2	29,25	70,75
0,9000	26	26	74
0,9054	25	25,37	74,63
0,9166	23	22,07	77,93
0,9230	22	20,26	79,74
0,9255	21,6	19,54	80,46
0,9326	20,4	17,52	82,48
0,9385	19,4	15,88	84,12
0,9476	19	13,46	86,54
0,9513	17,5	12,40	87,60
0,9545	17	11,56	88,14
0,9573	16,5	10,82	89,18
0,9597	16,2	10,17	89,83
0,9619	16	9,60	90,40

Usos. Se emplea mucho el amoniaco líquido en los laboratorios y en las artes. En medicina se le administra interior y exteriormente. Como es cáustico cuando está concentrado, se le debilita mezclándole con muchas veces su volúmen de agua destilada. Se le aconseja como un medicamento poderoso en los meteorismos y en las hinchazones que sobrevienen á las bestias que han comido alfalfa ó trébol de agua, verdes y húmedos. Se le administra en las infusiones mucilaginosas á la do-

Digitized by Google

sis de media á una onza para el caballo y el buey y á menor dosis á los carneros. En este caso obra absorbiendo los gases ácidos que distienden el estómago y los intestinos. En el hombre á la dosis de cinco á seis gotas en un vaso de agua azucarada puede disipar en poco tiempo los primeros efectos de la embriaguez.

Al exterior tiene numerosos usos. Aplicado inmediatamente sobre las picaduras de las avispas y la mordedura de ciertos reptiles venenosos, impide los efectos de su veneno. Se le ha propuesto tambien para hacer lociones sobre las partes recien quemadas.

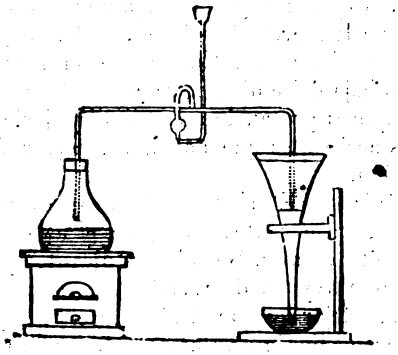
El amoniaco entra en la composicion de muchas preparaciones externas, tales como el jabon amoniacal y ciertos bálsamos artificiales.

COMPUESTO DE CLORO Y AZOE.

(*Cloruro de azoe.*)

Este compuesto no puede formarse directamente á ninguna temperatura cuando se mezclan los dos cuerpos; pero siempre que el cloro encuentra al gas azoe naciente, se une con él en algunas circunstancias y observando ciertas precauciones. M. Dulong descubrió en 1812 esta combinacion; es sobre todo notable por sus caracteres y por la poca estabilidad de sus elementos, pues se separan siempre con violencia al mas pequeño choque ó movimiento, produciendo una detonacion viva. Se obtiene este compuesto en el aparato siguiente.

Digitized by Google



Preparacion. Se coloca en un embudo adelgazado, cuyo pico se sumerje en una cápsula que contenga mercurio, cierta cantidad de agua que tenga en disolucion $\frac{1}{20}$ de nitrato ó de clorhidrato de amoniaco; por medio de un tubo recto que se sumerje hasta el fondo de este, se vierte cierta cantidad de agua saturada de sal marina, que por su mayor densidad desaloja la disolucion de sal amoniaco sin mezclarse con ella, y de este modo forma dos capas diferentes, una superior, formada de agua y sal amoniaco, y otra inferior de agua saturada de sal. Se hace llegar cloro gaseoso por medio de un tubo encorvado que se sumerje casi hasta la parte inferior de la disolucion amoniacal. Poco á poco el cloro reacciona sobre el amoniaco, absorbe el hidrógeno y deja el azoe en libertad; una parte de este se desprende bajo la forma de burbujitas, y la otra se combina con el cloro para formar

Digitized by Google

cloruro de azoe que aparece bajo la forma de gotitas de aspecto aceitoso. A medida que se forma este compuesto, se sustrae él mismo de la accion de la disolucion de la sal amoniacal que podria descomponerle, precipitándose en el fondo de la disolucion de sal marina. Cuando se ha reunido en la parte mas baja del embudo, se le puede sacar tomando las mayores precauciones para manejarle, á fin de evitar los accidentes que podrian resultar de su descomposicion.

Propiedades. El cloruro de azoe es un líquido oleaginoso, trasparente, que tiene el aspecto y el color del aceite comun. Su olor es picante, y su densidad segun Davy es de 1,153. Es tan volátil que se evapora sin dejar residuo al aire libre. Se le puede solidificar por medio de una mezcla frigorífica. Expuesto á la temperatura de $+30^{o}$, detona con una violencia prodigiosa reduciéndose á sus elementos y volviendo á tomar repentinamente el estado gaseoso. La mas lijera agitacion produce el mismo efecto á la temperatura ordinaria, lo que hace peligrosos los experimentos que se quiera practicar con él; así nunca serán pocas las precauciones que se tomen contra los peligros á que desgraciadamente se han expuesto los químicos que han hecho experimentos con esta combinacion.

Accion del agua. El cloruro de azoe puesto en contacto del agua, se descompone poco á poco dejando desprender el gas azoe.

Accion del fósforo y de los aceites. Muchos cuerpos pueden obrar sobre este compuesto y descomponerle con una violenta explosion. El fósforo, á la temperatura ordinaria, goza de esta propiedad en el mas alto grado; sin duda se forma cloruro de fósforo y queda el azoe en libertad.

Muchos aceites grasos y esenciales le hacen detonar. Los metales se conducen con él de diferente modo, le descomponen sin explosion y hacen desprender el azoe.

Digitized by Google

Segun Davy el cloruro de azoe está formado de

Azoe. . . .	20
Cloro. . . .	80
	100

COMPUESTO DE IODO Y AZOE.

(*Ioduro de azoe.*)

Preparacion. El iodo se combina con el azoe en las mismas circunstancias que el cloro. Se obtiene fácilmente esta combinacion agitando durante algun tiempo iodo en polvo con quince ó veinte veces su peso de amoniaco líquido. Se descompone parte de este, su hidrógeno se combina con el iodo para formar ácido iodhídrico, y el azoe se une con una parte del iodo para formar ioduro de azoe, que se precipita en estado de polvo negro. A medida que se forma el ácido iodhídrico, pasa al estado de iodhidrato, que queda en el exceso de amoniaco líquido. Al cabo de quince á veinte minutos ha terminado la reaccion; se decanta y lava muchas veces el ioduro. Es preciso tener la precaucion de no tocar este compuesto sino cuando está todavía húmedo y dividirle sobre pedazos de papel; pues cuando está seco detona con violencia al mas ligero roce, y basta que se caiga el papel que le cubre para que detone tambien. Aunque es menos peligroso que el cloruro de azoe, detona con frecuencia espontáneamente, y una vez que pusimos una porcion que habíamos preparado y que quisimos conservarla debajo del agua en un frasco, se nos presentó este fenómeno.

Digitized by Google

Aunque habiamos colocado el frasco en un cajon al abrigo de los rayos solares, se rompió con una fuerte explosion.

En estas detonaciones del ioduro de azoe se forma una luz visible en los sitios algo oscuros. El iodo se separa siempre en estado de vapores violados; en vasijas tapadas resultan de esta descomposicion iodo y azoe.

M. R. F. Marchand que ha estudiado este compuesto, ha observado que cuando se descompone debajo de una campana da un poco de iodhidrato de amoniaco que cristaliza sobre las paredes de la campana (*Anales de Química y de Física*, tomo LXXIII, pág. 223).

Segun este químico, estará compuesto de

Iodo.....	88,66		2 átomos.
Azoe.....	9,94	ó	2 átomos.
Hidrógeno. .	1,40		4 átomos.
	100,00		

COMPUESTO DE AZOE Y CARBONO.

(*Azouro de carbono*, cianógeno.)

Descubrimiento del cianógeno. Todavía ningun experimento habia indicado la existencia de este compuesto binario, cuando M. Gay-Lussac hizo este importante descubrimiento en 1815. Al examinar la accion del fuego sobre la sal designada en otro tiempo con el nombre de *prusiato de mercurio*, reconoció que se descomponia en un fluido elástico particular, en mercurio metálico y en una materia negruzca carbonosa.

Digitized by Google

Las investigaciones que empezó á hacer con este gas le convencieron muy pronto de que era un compuesto en proporciones definidas de carbono y azoe, que existia formado en esta sal mercurial y que el calor solo le hacia desprender. A consecuencia de las propiedades que reconoció en las combinaciones de este nuevo gas con los demás cuerpos, creyó debia distinguirle con el nombre de *cianógeno*, nombre sacado del griego y que significa yo *engendro azul*; por ser este compuesto uno de los principios constituyentes del azul de Prusia del cual se le extrae, y que se forma directamente uniéndose con el hierro.

Es tanto mas notable este compuesto, cuanto que hace respecto á ciertos cuerpos las funciones de cuerpo simple. Bajo este aspecto tiene mucha analogía con el cloro, el iodo y el bromo por las combinaciones que forma. Por esto mismo es muy interesante su historia. Esta ha conducido por la via de la experiencia á considerar y á probar la verdadera naturaleza del ácido prúsico, cuyo descubrimiento debemos á Schéele.

Preparacion. Puede obtenerse el cianógeno del modo siguiente: se pone en una retortita de vidrio cierta cantidad de prusiato de mercurio bien seco, el cual, segun nuevos experimentos, se sabe que es un simple compuesto de cianógeno y mercurio, y se calienta poco á poco hasta el rojo oscuro. Esta combinacion se ablanda por la accion del calor, se hincha, se ennegrece y deja desprender gran cantidad de cianógeno, que se recoge sobre la cuba de mercurio, y queda en el fondo de la retorta un ligero residuo de color de hollin; todo el mercurio separado de su combinacion se halla condensado en globulitos brillantes en la bóveda de la retorta.

En esta calcinacion se desprende la mayor parte del cianógeno de la combinacion, se descompone una pequeña parte y da el residuo negro carbonoso que es carbono un poco azoado.

El cianuro de mercurio que se emplea en este ex-

Digitized by Google

perimento no debe contener agua, pues si no sucediere así, el cianógeno que se obtendria estaria mezclado entonces con ácido carbónico, ácido cianhídrico y amoniaco á consecuencia de la descomposicion de aquella.

Propiedades. El cianógeno puro es un gas sin color, de olor picante y vivo y enteramente especial; su densidad es de 1,8064; es impropio para la combustion y para la respiracion; tiene una accion deletérea sobre la economía animal; cuando se le pone en contacto de un cuerpo inflamado, arde lentamente por capas, y da una luz de un hermoso color azul purpúreo. Es fácil prever los resultados de esta combustion: el carbono se convierte en ácido carbónico y el azoe queda en libertad.

Accion del calor y del frio. El calor rojo no le descompone; pero se liquida y aun se congela á un frio muy fuerte y comprimiéndole con mas ó menos fuerza.

Accion del agua. El agua disuelve á la temperatura ordinaria cuatro veces y media su volúmen, y el alcohol puro veintitres veces. La disolucion acuosa tiene el olor del gas y un sabor picante, y como de pimienta. Puesto en contacto de la tintura de girasol, la enrojece; pero vuelve á aparecer el color azul por el calor que desaloja la mayor parte del gas.

Accion de la luz sobre la disolucion de cianógeno. Expuesta esta disolucion á la accion de la luz, pierde poco á poco su olor particular, toma un color amarillento y al cabo de cierto tiempo deja depositar una sustancia negra coposa. Segun MM. Pelouzze y Richardson, se forma además cianhidrato de amoniaco, carbonato y oxalato de la misma base, y cierta cantidad de urea, principio orgánico particular de la orina del hombre y de los animales.

Accion de los metaloideos. Ninguno de los cuerpos que hemos examinado antes obra directamente sobre el cianógeno gaseoso libre; pero cuando este gas se halla en estado de gas naciente, casi todos pueden

Digitized by Google

combinarse con él y formar nuevas combinaciones.

El oxígeno que no tiene accion sobre el cianógeno á la temperatura ordinaria, la tiene muy grande á una temperatura elevada, ó bajo la influencia de la electricidad. Entonces se quema este gas y se trasforma en ácido carbónico y en azoe libre.

En este principio está fundada la determinacion de la relacion de los elementos de este gas.

Análisis del cianógeno. Si se hace detonar en un eudiómetro de mercurio 100 volúmenes de cianógeno con 250 de oxígeno, se hallan despues de la combustion 200 volúmenes de ácido carbónico, 100 de azoe y 50 de oxígeno sobrante. De este experimento se debe concluir necesariamente que el cianógeno está compuesto de 100 volúmenes de vapor de carbono y 100 de azoe condensados en 100 partes; ó mas sencillamente, que un volúmen de cianógeno contiene uno de vapor de carbono y otro de azoe, lo que hace en peso:

Azoe.....	54,02	1 átomo.
	ó	
Carbono....	45,98	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = CAz.

En un gran número de circunstancias, el azoe y el carbono que no pueden unirse directamente, se combinan para formar cianógeno; pero esta combinacion no puede efectuarse sino en los casos en que el azoe pasa al estado de gas, ó cuando está en presencia de una base metálica con la cual puede combinarse el cianógeno.

Digitized by Google

COMBINACION DEL HIDRÓGENO CON EL CIANÓGENO.

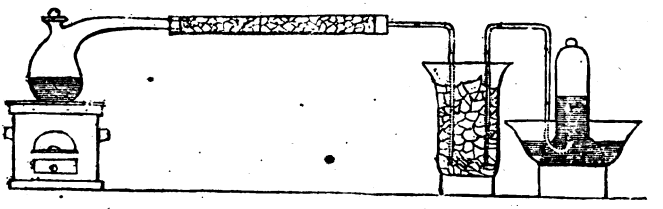
(*Acido hidrociánico ó ácido cianhídrico.*)

M. Schéele ha obtenido en 1780 esta combinacion, que no puede formarse á ninguna temperatura poniendo estos dos cuerpos en presencia uno de otro, y la designó con el nombre de ácido prúsico, porque la habia extraido del azul de Prusia, del cual no se conocia la composicion, aunque se le miraba entonces como uno de sus principios constituyentes. Aun cuando este ilustre químico reconoció la mayor parte de las propiedades características de este ácido, se desconoció su verdadera composicion hasta 1787, en cuya época Berthollet, uno de los químicos mas célebres de que se vanagloriará siempre la Francia, repitió los experimentos del químico sueco. Queriendo reconocer las partes constituyentes del ácido prúsico, una serie de experimentos directos le demostraron que era un compuesto triple de carbono, azoe é hidrógeno en proporciones que él no pudo determinar. Seguramente este nuevo resultado debió admirar en una época en que era considerado el oxígeno, en la teoría admitida, como el principio acidificante de los cuerpos; pero era digno del genio de Berthollet el traspasar los límites de la ciencia, y estaba reservado á uno de los discípulos mas distinguidos que habia formado, el resolver el problema sobre la naturaleza de este ácido. M. Gay-Lussac, despues de haber descubierto el cianógeno, reconoció que este compuesto binario de carbono y azoe era el radical del ácido prúsico, y que este último era una combinacion en proporciones definidas de hidrógeno y cianógeno, análogo por su composicion á los ácidos clorhídrico é iodhídrico. A las investigaciones ingeniosas de este químico se debe un procedimiento sencillo para preparar este ácido puro.

Preparacion. Se obtiene el ácido cianhídrico ha-

Digitized by Google

ciendo obrar á un calor suave el cianuro de mercurio sobre dos terceras partes de su peso de ácido clorhídrico un poco concentrado. Estos dos cuerpos se descomponen recíprocamente, y se trasforman en deutocloruro de mercurio y en ácido cianhídrico. El aparato que se emplea para esta operacion es una retortita



en la cual se introduce la mezcla de cianuro de mercurio y ácido clorhídrico. Se ajusta al cuello de la retorta un tubo de vidrio horizontal de centímetro y medio de diámetro por cerca de once centímetros de largo. El primer tercio de este tubo, en el lado que corresponde á la retorta, contiene pedacitos de mármol blanco; los otros dos tercios están llenos de pedazos de cloruro de calcio fundido; unos sirven para retener el ácido clorhídrico que podria desprenderse con el ácido cianhídrico, y los otros para apoderarse del vapor de agua que podria llevar consigo este ácido. La extremidad opuesta del tubo horizontal comunica con un tubo encorvado que se sumerje en el fondo de una probeta pequeña, larga y estrecha, ó el mismo tubo está ensanchado en forma de bola en su parte inferior, y hace oficio de recipiente á propósito para recoger el ácido. Para condensar la mayor cantidad posible del ácido se debe rodear esta parte del aparato de una mezcla de hielo y sal marina. Por último, se cierra el recipiente ó la probeta con un tubo encorvado que puede introducirse bajo mercurio.

Una parte del ácido cianhídrico que se forma en

Digitized by Google

esta operacion, se condensa algunas veces en el tubo sobre los pedazos de mármol. Se le volatiliza calentándole ligeramente con una ascua, que se acerca á poca distancia, ó con un gancho de hierro enrojecido al fuego, de modo que se haga pasar el ácido al recipiente rodeado por la mezcla refrigerante.

Propiedades. El ácido cianhídrico preparado de este modo es un líquido sin color, que enrojece poco el girasol y que tiene un olor fuerte que en corta cantidad es análogo al de las almendras amargas ó de las flores de melocoton; su sabor al principio es fresco, y produce una sensacion quemante en la boca posterior; su densidad á + 7 es de 0,7058, y es un poco mas débil á + 15°. Este ácido es tan volátil que produce al evaporarse bastante frio para congelarse á sí mismo cuando se le expone al aire aun á + 20°; entra en ebullicion á 26,5; se solidifica y cristaliza en una masa fibrosa á — 15°.

Su descomposicion espontánea. Los elementos de este ácido son tan poco estables que no se le puede conservar mucho tiempo sin que se descomponga, aunque esté resguardado del contacto del aire y de la luz. Algunas veces se descompone en menos de veinticuatro horas, y en otras circunstancias se conserva muchos dias. Primero toma color, y el tinte parduseo que adquiere se oscurece y entonces se convierte en una masa negruzca muy ligera que tiene un vivo olor de amoniaco. Los productos de esta descomposicion espontánea son amoniaco en exceso, cianhidrato de amoniaco y un carbon azoado. El calor le descompone tambien.

Accion del hierro. Si se hace pasar cierta cantidad de vapor de ácido cianhídrico por un tubo de porcelana enrojecido al fuego y que contenga alambres de hierro, se deposita carbon al rededor de los alambres, y el hidrógeno y el azoe quedan mezclados en el estado de gas en relaciones iguales en volúmen.

Accion del oxígeno. El vapor de ácido cianhídrico se descompone por el oxígeno á una temperatura ele-

Digitized by Google

vada ó por la influencia eléctrica. Hay siempre detonacion, formacion de agua y de ácido carbónico, y el azoe queda libre.

Accion del agua. El agua disuelve el ácido cianhídrico en todas proporciones; sucede lo mismo al alcohol; estos líquidos retardan mucho su descomposicion espontánea.

Accion del cloro. De todos los cuerpos que hemos estudiado hasta ahora, solo el cloro obra directamente sobre este ácido; absorbe todo su hidrógeno, y le hace pasar al estado de cloruro de cianógeno (Sérullas). El iodo volatilizado en el vapor de ácido cianhídrico no le hace sufrir alteracion sensible.

Accion de los metales. Muchos metales calentados en este vapor, le descomponen absorbiendo el cianógeno y dejando el hidrógeno en libertad. De este modo obran el potasio y el sodio, que se convierten en cianuros. El volúmen de hidrógeno que queda despues de esta descomposicion es igual á la mitad del volúmen del vapor de ácido cianhídrico.

Se ve pues que el potasio obra sobre este ácido como sobre los ácidos clorhídrico é iodhídrico, pues que desprende de unos y otros la mitad de su volúmen de hidrógeno, y que el cianógeno, aunque es cuerpo compuesto como hemos dicho en el párrafo precedente, desempeña respecto á este metal el mismo papel que el cloro y el iodo en sus combinaciones con los metales.

Productos de la combustion por el oxígeno. Hay otra prueba que hace palpable la composicion del ácido cianhídrico en los productos de la combustion de su vapor por el oxígeno; 100 partes en volúmen de vapor de ácido cianhídrico exigen para quemarse completamente 125 volúmenes de oxígeno. Se obtiene por resultado 100 volúmenes de ácido carbónico y 50 de azoe, relacion que da el cianógeno. Como en el ácido carbónico hay un volúmen de oxígeno igual al suyo, se han empleado para la formacion del ácido carbónico 100 volúmenes de oxígeno, y los 25 volúmenes de

Digitized by Google

oxígeno restantes han debido absorber 50 volúmenes de hidrógeno para formar agua; de donde se sigue que 100 volúmenes de vapor de ácido cianhídrico están compuestos de

50 volúmenes de vapor de carbono,
50 volúmenes de gas azoe,
50 volúmenes de gas hidrógeno,

que combinándose se han condensado en 100 volúmenes, ó lo que es lo mismo de

50 volúmenes de cianógeno ó 1 átomo,
50 volúmenes de hidrógeno ó 1 átomo.

Tambien se puede reconocer estos diferentes resultados haciendo pasar ácido cianhídrico sobre deutóxido de cobre calentado hasta el rojo. Este óxido se reduce por los elementos de este ácido, trasformándolos en agua, en gas ácido carbónico y en azoe en la razon de 2 : 1.

Composicion. Por consiguiente, el ácido cianhídrico se compone en peso de

Cianógeno.	96,34		Carbono. .	44,27. .	1 át.
			Azoe.	52,07. .	1 át.
Hidrógeno.	3,66 ó		Hidrógeno.	3,66. .	1 át.
	100,00			100,00	

Su fórmula = CAzH, ó CAz + H.

Puede demostrarse fácilmente la presencia del ácido cianhídrico por medio de las sales de deutóxido de hierro y las de deutóxido de cobre. Si á una porcion de agua que contenga cortas cantidades de ácido cianhídrico, se añaden algunas gotas de una disolucion de potasa, y se echa despues deutosulfato de hierro, se forma un precipitado pardo verdoso, que se

Digitized by Google

vuelve azul oscuro añadiendo algunas gotas de ácido sulfúrico ó clorhídrico. En las mismas circunstancias el uso del deutosulfato de cobre da un precipitado blanco, que vuelve lechosa el agua por formarse protocianuro de cobre.

Con el primero de estos reactivos se puede reconocer $\frac{1}{10000}$ de ácido cianhídrico disuelto en el agua ó en cualquier otro líquido sin color; el segundo manifiesta la presencia de una cantidad de ácido doble mayor que la primera, es decir $\frac{1}{20000}$.

Estos caracteres son muy preciosos en las investigaciones en ciertos casos de envenenamiento por este ácido.

Solo se ha hallado el ácido cianhídrico en el reino vejetal y unido á los aceites esenciales. Existe en las hojas del laurel real, en las almendras amargas, en las flores de melocoton, &c. Se puede demostrar su presencia destilando dichas partes de estos vejetales con corta cantidad de agua. El producto destilado da indicios ciertos de la presencia del ácido cianhídrico por los reactivos que hemos indicado. Ciertos licores que se usan contienen pequeña cantidad de él, como el kirschvaser (1); aunque este debe tambien parte de su olor á un aceite volátil particular.

Accion del ácido cianhídrico sobre la economía animal. El ácido cianhídrico puro es la sustancia venenosa mas enérgica de todas, pues echando una sola gota en la boca de un perro, le mata en menos de algunos segundos.

Efectos tóxicos de este ácido. Introducido en las venas á la misma dosis, obra tan pronto que el animal

(1) Especie de licor hecho con guindas silvestres.

Digitized by Google

cae muerto como si hubiese sido herido por un rayo. Puesto en contacto con las membranas mucosas del ojo mata en muy poco tiempo. No es menos temible su vapor, sobre todo sino está mezclado con gran cantidad de aire. Poniendo pájaros en la abertura de un frasco que contenga ácido cianhídrico mueren en menos de dos inspiraciones. Por consiguiente se necesita tomar muchas precauciones cuando se maneja este ácido; pues los peligros á que expone, despreciándolas, son tanto mas considerables cuanto menos apreciables son los efectos primitivos que produce su vapor.

Uso en medicina. Resulta de los experimentos hechos por M. Magendie que el ácido cianhídrico administrado á dosis muy cortas, en una gran masa de vehículo, puede paliar la tisis en primer grado; pero como es tan activo y no se le puede emplear tal como se le obtiene por los procedimientos indicados, se aconseja diluirle en tres á cinco veces su peso de agua destilada. Debilitado de este modo, se le conoce con el nombre de *ácido cianhídrico medicinal*, y se le administra á la dosis de cuatro á seis gotas en una pocion apropiada. La energía con que obra exige la mayor circunspeccion en todos los casos en que se le quiera usar.

Uso del amoniaco como antídoto. Segun el doctor Murray se pueden combatir los efectos tóxicos de este ácido por la administracion del amoniaco. Aunque muchos experimentos hechos en los animales nos autorizan admitir esta conclusion, debe administrarse este antídoto, que al parecer solo obra como excitante y estimulante, inmediatamente despues de la ingestion del veneno, para que pueda esperarse buenos resultados.

Uso del cloro como antídoto. M. Simeon, ex-farmacéutico interno del hospital de San Luis, ha demostrado que, para combatir los efectos funestos de este ácido, era ventajoso hacer respirar cloro á los animales sometidos á la accion de este ácido.

Digitized by Google

Sin embargo no se conoce antídoto cierto del ácido cianhídrico, es decir, que hasta el dia no se ha descubierto ninguna sustancia que pueda ser tragada sin inconveniente á dosis considerable, y que neutralice y anule los funestos efectos de este ácido. Segun los experimentos hechos por Orfila, se deberá esperar conseguir buen éxito contra la enfermedad desarrollada por el ácido cianhídrico, aun cuando el envenenamiento fuese bastante intenso para hacer morir al individuo á los 15 ó 20 minutos.

Medio que se debe emplear para combatir los efectos tóxicos. Orfila ha ensayado sobre animales sometidos á la accion de pequeñas cantidades de este veneno, todos los medios propuestos por diferentes autores; de su trabajo resultan las conclusiones siguientes (*Diario de Química médica*, t. V, pág. 401).

1.º La inspiracion de agua amoniacal debilitada (una parte de amoniaco y doce de agua) puede curar el envenenamiento por el ácido cianhídrico estimulando el sistema nervioso profundamente afectado. Sin embargo, el uso de este medicamento no produciria ningun resultado favorable si se le emplease demasiado tarde, ó si la dosis de ácido ingerido fuese bastante considerable para matar los animales en poco tiempo.

2.º La inspiracion de agua ligeramente cargada de cloro (1 parte de disolucion saturada de cloro y 4 partes de agua) constituye un excelente medio de hacer cesar los síntomas del envenenamiento por el ácido cianhídrico, aunque no se haya empleado este medio hasta cuatro á cinco minutos despues de la ingestion de una cantidad de ácido capaz de hacer perecer los animales al cabo de quince á diez y ocho minutos.

3.º Las infusiones de agua fria ó hielo sobre la cabeza, sobre la nuca ó sobre el trayecto de la columna vertebral, recomendadas por M. Herbst, son tambien, segun Orfila, un buen medio para remediar los efectos funestos producidos por el ácido cianhídrico. Se deberá usar este medio simultáneamente

Digitized by Google

con los que hemos indicado en los párrafos 1 y 2.

Sin embargo, si el veneno hubiese sido introducido en el conducto digestivo, se deberá administrar inmediatamente un emético ó un purgante.

Poniendo en práctica estos medios, desde la invasion de los síntomas, son suficientes casi siempre á no ser que la dosis del veneno haya sido tan considerable que afecte funestamente al sistema nervioso antes de que se los haya podido emplear.

COMPUESTOS DE CLORO Y CIANÓGENO.

(*Protocloruro de cianógeno, deutocloruro de cianógeno.*)

El cloro y el cianógeno secos no se unen directamente, pero se combinan cuando uno de los dos se encuentra en estado de gas naciente. Berthollet observó por primera vez este ácido haciendo obrar cloro sobre ácido cianhídrico disuelto en agua, y al principio le designó con el nombre de ácido clorociánico. Este químico ha reconocido sus principales propiedades, y M. Gay Lussac le ha estudiado de nuevo. Se le puede preparar tratando el ácido cianhídrico dilatado en agua por un exceso de cloro gaseoso; se agita despues el licor con mercurio que absorbe el exceso de este último. El licor contiene entonces ácido clorhídrico y cloruro de cianógeno disueltos. Si se le expone á la accion del calórico, una parte del cloruro de cianógeno se convierte en gas y se le puede recoger bajo el mercurio; pero este gas no está puro, pues contiene cierta cantidad de gas ácido carbónico que proviene de una parte del cloruro de cianógeno descompuesto por el agua, cuyo hidrógeno se ha dividido en dos partes: una se ha dirigido sobre la porcion de azoe correspondiente para formar amoniaco, y la otra sobre la porcion de cloro que estaba combinado con el cianógeno. Por consiguiente se halla cierta cantidad de clorhidrato de amoniaco disuelto en el licor de donde se ha separado este cloruro.

Digitized by Google

Preparacion. Sérullas, que ha examinado con particular cuidado la accion del cloro gaseoso sobre el cianuro de mercurio, ha descubierto otro procedimiento para obtener este compuesto, y ha observado además que el cloro podia formar por lo menos dos combinaciones con el cianógeno.

Si se abandona en la oscuridad una mezcla de cloro gaseoso y cianuro de mercurio humedecido con agua, en la proporcion de seis gramas de este último por litro de gas, al cabo de diez horas ha desaparecido el color amarillo del cloro, y las materias empleadas se han convertido en bicloruro de mercurio sólido y en cloruro de cianógeno gaseoso mezclado accidentalmente con gas ácido clorhídrico. Sumergiendo el frasco en una mezcla de hielo y sal, el cloruro de cianógeno se solidifica y cristaliza sobre las paredes. Se le llena enteramente de mercurio enfriado á — 20° á fin de expulsar el aire y el ácido clorhídrico restante, y despues se ajusta al cuello del frasco, por medio de un tapon preparado antes, un tubo encorvado que termina debajo del mercurio. Si se calientan ligeramente las paredes del frasco, el cloruro de cianógeno se convierte en gas y se reune en las campanas llenas de mercurio.

Propiedades. El protocloruro de cianógeno á la temperatura ordinaria y aun á 0, es un gas sin color, de olor fuerte y picante, que excita el lagrimeo; es soluble en el agua, que disuelve cerca de veinte veces su volúmen; el alcohol disuelve cuando menos cien veces. Estas disoluciones tienen el olor característico del gas y le dejan desprender en parte por el calor, mientras que la otra se descompone por el agua.

Accion de los metales. Algunos metales tienen la propiedad de descomponerle ya absorbiendo el cloro y el cianógeno, ya apoderándose solamente del primero y dejando el cianógeno en libertad. El potasio obra del primer modo, y el antimonio del segundo. De este modo se halla que un volúmen de gas cloruro de

Digitized by Google

cianógeno contiene medio volúmen de cianógeno.

Sometido á un frio de —20° bajo la presion de 0m,76, el cloruro de cianógeno cristaliza en agujas largas, blancas y trasparentes; á —12° ó —15° es líquido, y á algunos grados mas se encuentra en estado gaseoso.

Segun la análisis de Sérullas el cloruro de cianógeno está compuesto de volúmenes iguales de cloro y cianógeno sin haber sufrido condensacion, ó en peso de

Cloro. . . .	57,46	1 átomo.
	ó	
Cianógeno.	42,54	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = Ch, C Az ó Ch Cy.

Este compuesto, al cual se debe considerar como un protocloruro de cianógeno, es muy venenoso; pues uno ó dos granos de este cloruro disueltos en una corta cantidad de agua y administrados á conejos han bastado para matarlos en poco tiempo.

PERCLORURO DE CIANÓGENO Ó DEUTOCLORURO.

Sérullas ha observado este compuesto exponiendo ácido cianhídrico anhidro en gas cloro seco.

Preparacion: procedimiento primero. Se obtiene esta nueva sustancia vertiendo 0,82 gramas de ácido cianhídrico, preparado por el procedimiento de M. Gay Lussac, en un frasco de un litro de capacidad lleno de cloro seco. Apenas están en contacto el cloro y el ácido cianhídrico, se evapora el ácido y se desprende calórico, á consecuencia de un principio de reaccion. Se debe tener el frasco rodeado de un paño para evitar la explosion que puede acaecer al taparle, y tener despues el tapon sujeto con ataduras. Poco á poco

Digitized by Google

desaparece el color del cloro, y despues de algunas horas se ve sobre las paredes de la vasija un líquido sin color, que tiene el aspecto del agua, que se espesa poco á poco y concluye por solidificarse bajo la forma de una materia blanca que se adhiere á las paredes de la vasija.

Despues de veinticuatro horas ó mas, lo que es mejor, se ha formado la mayor parte del percloruro. Entonces se abre el frasco y se le sopla con un fuelle para desalojar el gas ácido clorhídrico que se ha formado. Se despega el percloruro adherido á las paredes con pedazos de vidrio, á los cuales se pone en movimiento con un poco de agua. Se vierte todo en una cápsula para separar los pedazos de vidrio, y se lava el percloruro sobre un filtro hasta que el agua de la locion no enrojezca el girasol y no precipite el nitrato de plata.

Procedimiento segundo. Exponiendo á los rayos solares un frasco que contenga cianuro de mercurio ligeramente humedecido y cloro en exceso, se forma tambien percloruro de cianógeno. Se disuelve en agua el bicloruro de mercurio que se ha formado y queda aislado el percloruro de cianógeno. Segun Sérullas este último procedimiento es menos seguro que el anterior (*Anales de Física y Química*, tomo XXVIII, p. 374).

Propiedades. El percloruro de cianógeno tiene un hermoso color blanco; su olor es picante, sobre todo cuando se le calienta, y tiene alguna analogía con el del raton, y su sabor es ligeramente picante; su densidad es = 1320; se funde á + 140, se volatiliza á + 190, y entonces cristaliza en agujas. El agua fria tiene poca accion sobre él, pero el alcohol y el éter le disuelven con facilidad.

Accion del agua. Puesto en contacto del agua durante mucho tiempo, la descompone lentamente y se convierte en ácido clorhídrico y en ácido cianico, que se disuelven en este líquido. Por consiguiente este cloruro obra sobre el agua como el cloruro de fósforo y el cloruro de iodo.

Digitized by Google

Accion del potasio. El potasio en presencia de este percloruro, le descompone pronto produciendo luz; de aquí resulta cloruro y cianuro de este metal, que se reconocen por los reactivos.

Composicion. Segun Sérullas este percloruro de cianógeno está formado de dos volúmenes de cloro y de un volúmen de cianógeno, ó en peso de

		Teóricamente.	
Cloro.....	72,99	73,46	2 átomos.
		ó	
Cianógeno.	27,01	26,54	1 átomo.
	100,00	100,00	

Su fórmula $= Ch^2 CAz$ ó $Ch^2 + Cy$.

Accion sobre la economía animal. El percloruro de cianógeno tiene una accion muy deletérea sobre los animales, porque un grano disuelto en alcohol é inyectado en el esófago de un conejo le ha matado inmediatamente.

COMPUESTO DE IODO Y CIANÓGENO.

(*Ioduro de cianógeno.*)

Preparacion. Se forma este compuesto tratando el cianuro de mercurio por la mitad de su peso de iodo, estando ambos un poco húmedos. Si despues de haber colocado esta mezcla en un retortita de vidrio, se la calienta lentamente, hay descomposicion; una parte del iodo se une con el mercurio y forma deutoioduro de mercurio que aparece en el fondo de la retorta bajo la forma de un hermoso polvo rojo de escarlata; la otra, combinándose con el cianógeno que se desprende, produce ioduro de cianógeno que se condensa en la bóveda de la retorta bajo la forma de hermosas agujas blancas y sedosas. Algunas veces estos cristales

Digitized by Google

tienen un color de rosa que proviene de una corta cantidad de deutoioduro de mercurio que llevan consigo; se los purifica sublimándolos de nuevo á un calor suave.

Propiedades. El ioduro de cianógeno, estando puro, se halla en agujas largas, sin color, de olor muy picante y que irrita violentamente los ojos; su sabor es picante, cáustico. Es poco soluble en el agua, pero lo es mas en el alcohol. Estas disoluciones no tienen ninguna accion sobre la tintura de girasol. Los ácidos obran poco sobre él á no ser despues de mucho tiempo.

Composicion. Este ioduro está compuesto de

Iodo.	82,71	1 átomo.
	ó	
Cianógeno. .	17,29	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = I C Az ó I + Cy.

COMPUESTO DE BROMO Y CIANÓGENO.

(*Bromuro de cianógeno.*)

Sérullas, que como hemos dicho se ha ocupado particularmente de hacer investigaciones especiales sobre las combinaciones del cianógeno, ha preparado este compuesto haciendo pasar vapor de bromo sobre cianuro de mercurio reducido á polvo.

Preparacion. Se coloca en el fondo de un tubo, cerrado por un extremo, una ampolleta de vidrio que contenga bromo; encima de esta se pone una capa de vidrio machacado de cerca de dos centímetros de grosor, y se añade despues dos partes de cianuro de mercurio pulverizado. A alguna distancia se encorva el tubo en una lámpara de modo que se le

Digitized by Google

haga sumergir en el fondo de un frasquito rodeado de una mezcla de hielo machacado y sal comun. Aplicando un calor suave á la parte inferior del tubo, se hace evaporar el bromo, que pasando sobre el cianuro de mercurio un poco calentado, le descompone y le trasforma en deutobromuro de mercurio y en bromuro de cianógeno, que se condensa en las paredes frias del frasquito.

Propiedades. El bromuro de cianógeno obtenido de este modo se halla cristalizado en tubos ó en agujas sin color; es muy volátil y hierve á $+15^{0}$; su olor es tan penetrante, que apenas se le percibe se sienten grandes incomodidades.

Este compuesto ha sido poco estudiado; solo se sabe que es muy venenoso, porque basta una corta cantidad para matar á un cuadrúpedo pequeño.

COMPUESTOS DE CIANÓGENO Y OXÍGENO.

(*Acido ciánico y ácido cianoso.*)

Segun el órden que hemos seguido en esta obra, debiamos haber estudiado este primer compuesto, que no puede formarse por la reunion directa de los elementos, inmediatamente despues de las propiedades del cianógeno; pero como no se forma sino en la reaccion de ciertos compuestos de cianógeno con el agua, hemos creido oportuno darle á conocer despues que estos para hacer comprender mejor las circunstancias en que se forma.

Aunque muchos experimentos habian indicado ya la formacion de este ácido particular, no se habia indicado ningun procedimiento para obtenerle aislado; el medio que vamos á describir es una consecuencia de los trabajos de Sérullas sobre los cloruros de cianógeno y sobre las propiedades que ha reconocido en estos compuestos notables.

Segun hemos dicho en el artículo precedente, el ácido ciánico es uno de los productos de la accion del

Digitized by Google

agua sobre el percloruro de cianógeno. En este principio está fundada su extraccion.

Preparacion. Se obtiene este ácido sometiendo percloruro de cianógeno á una ebullicion ligera en gran cantidad de agua destilada. Debe hacerse la operacion en un globo de cuello largo, á fin de condensar lo que puede volatilizarse y hacerlo caer agitando la vasija hasta que desaparezca enteramente el cuerpo y el olor que le caracteriza. Siendo entonces el líquido una mezcla de ácido clorhídrico y ácido ciánico, se le evapora suavemente hasta que casi se seque en una cápsula de porcelana para expulsar la mayor parte del ácido clorhídrico.

Desde los primeros momentos de la evaporacion se ve que el ácido ciánico cristaliza en medio del líquido. Se lava sobre un filtro el residuo de la evaporacion, empleando poca agua fria á la vez, hasta que las aguas de la locion no contengan ya ácido clorhídrico. Se vuelve á disolver en agua caliente el residuo que ha dejado sobre el filtro, y se le evapora hasta cierto punto; el ácido ciánico se separa segun se va enfriando bajo la forma de cristales pequeños romboidales y trasparentes.

Propiedades. Este ácido es sólido, blanco y cristaliza en rombos brillantes; aunque es poco soluble enrojece el girasol; es un poco menos denso que el ácido sulfúrico; se volatiliza á un poco mas que el punto de ebullicion del mercurio, y se sublima en agujas delicadas; calentado mucho, se descompone produciendo amoniaco y ácido carbónico á expensas del agua que contiene, y deja por residuo carbono.

Accion de los ácidos. Es muy notable su inalterabilidad por los ácidos minerales, porque los ácidos azóico y sulfúrico concentrados no tienen ninguna accion sobre él ni en frio ni en caliente. Este último le disuelve sin darle color, y le deja precipitar sin alterarle cuando se le mezcla con agua.

Accion del potasio. Puesto el potasio en contacto con el ácido ciánico le descompone y se trasforma en

Digitized by Google

protóxido de potasio y en cianuro de este metal, fácil de reconocer por las sales de deutóxido de hierro.

Composicion. Segun el autor del descubrimiento de este ácido se compone de

Cianógeno. .	61,89	1 átomo.
	ó	
Oxígeno. . . .	38,11	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = C AzO ó Cy, O.

Accion sobre los animales. Introducido en el esófago de dos conejos, este ácido no ha producido efectos notables, lo que prueba que es poco marcada su accion sobre la economía animal.

ÁCIDO CIANOSO.

Acido cianoso. Se forma este ácido cuando se hace pasar cianógeno al través de una disolucion de un óxido alcalino; pero no se le puede aislar de sus combinaciones, porque apenas está en contacto con el agua, se descompone y se trasforma en carbonato de amoniaco.

Preparacion. M. Wehler ha comprobado que destilando ácido ciánico, se sublima una parte, mientras que la otra se descompone con desprendimiento de azoe, de ácido carbónico y formacion de vapores de ácido cianoso anhidro que se condensan en un recipiente rodeado de una mezcla refrigerante.

Propiedades. Este ácido se halla bajo la forma de un líquido trasparente y sin color; es muy volátil, y tiene un olor picante muy penetrante. Puesto en contacto del agua, se calienta y se convierte en bicarbonato de amoniaco. Si es muy pequeña la cantidad de agua, se descomponesolo una parte, y resultan cristales de cianito de amoniaco hidratado que presenta todos los ca-

Digitized by Google

racteres químicos del principio inmediato de la orina llamado úrea.

Composicion. Está compuesto de dos volúmenes de cianógeno y de un volúmen de oxígeno, ó en peso de

Cianógeno. .	76,74	2 átomos.
	ó	
Oxígeno. . . .	23,26	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula $= C^2Az^2O^1$ ó $2Cy,O$.

CAPITULO XIV.

ARSÉNICO.

El arsénico, considerado al principio como un metal particular por Brandt, en 1733, ha sido colocado en el número de los cuerpos metálicos por los antiguos químicos; pero el estudio mas profundo que se ha hecho de sus propiedades despues de esta época, y el papel que hace en la actualidad en los compuestos de que forma parte, han inducido con razon á muchos químicos modernos á colocarle en el rango de los metaloideos.

Estado natural. Este cuerpo simple se halla en la naturaleza en muchos estados: 1.º libre de toda combinacion; 2.º unido á muchos metales; 3.º combinado con el oxígeno ó en el estado de ácido arsenioso; 4.º combinado con el azufre y en cuyo estado constituye dos especies minerales, el *rejalgar* y el *oropimente*; 5.º combinado á la vez con el oxígeno y con algunos óxidos metálicos ó en el estado de arseniato.

Digitized by Google

Extraccion. Es muy sencillo el procedimiento que se emplea para extraerle, y se funda en su volatilidad. En las artes se sublima el arsénico nativo en retortas de hierro colado, que comunican con cilindros anchos en donde este cuerpo se condensa en una masa negruzca y cristalina. Se le obtiene tambien cuando se laborean los minerales de cobalto que son arseniuros con bases de este metal. Tostando estos metales, se oxida una parte de arsénico y la otra se reduce á vapor y se sublima en la entrada de la chimenea bajo la cual se hace la operacion. Despues de haber recogido este arsénico, se le sublima de nuevo en retortas de hierro colado semejantes á las primeras.

En los laboratorios se purifica el arsénico que se halla en el comercio destilándole en una retorta de gres embetunada, tapada con un tapon de corcho con un agujero pequeño que deja desprender el aire y evita la explosion.

Propiedades. El arsénico recien sublimado es gris, brillante como el acero pulimentado, frágil y muy quebradizo, y de testura granujienta ó laminosa; su densidad es de 5,959 (Guibourt). Expuesto á la accion del calor rojo oscuro se sublima sin fundirse y cristaliza en tetráedros regulares sobre las paredes de la vasija. No se le puede fundir sino á una presion mayor que la de la atmósfera, introduciéndole por ejemplo en un tubo de vidrio cerrado por los dos extremos.

Accion del aire. Puesto en contacto del aire á la temperatura ordinaria, el arsénico pierde tanto mas pronto su brillo cuanto mas húmedo es el aire, y se convierte en su superficie en un polvo negro que segun M. Berzélius es un protóxido de arsénico. Al calor arde con una llama blanco azulada, absorbe el oxígeno y se reduce á vapores blancos espesos de ácido arsenioso que tiene un olor á ajo ó de fósforo muy marcado. Este olor es tan característico del arsénico que es fácil reconocer pequeñas cantidades de este cuerpo por los vapores que produce echándolas sobre ascuas.

Digitized by Google

Accion del agua pura. El agua pura no tiene ninguna accion sobre el arsénico ni en frio ni en caliente, y aun se puede conservar este cuerpo con su brillo bajo el agua privada de aire, y al abrigo del contacto de este último; pero si le contiene, se oxida poco á poco, le empaña y finalmente llega á disolver una parte del ácido arsenioso que se ha formado. Sucede esto siempre que se pone arsénico en polvo ó mineral de cobalto que le contenga debajo de una capa de agua; esta adquiere la propiedad de obrar como un veneno por el ácido arsenioso que tiene en disolucion.

COMPUESTOS DE ARSÉNICO Y OXÍGENO.

Acido arsenioso, ácido arsénico.

Además de estos dos compuestos de arsénico y oxígeno, M. Berzélius admite otro que se forma exponiendo este cuerpo en polvo al aire húmedo, como lo hemos dicho antes. Este óxido es negro, pulverulento é insoluble en el agua; calentado en vasijas tapadas, se trasforma en arsénico metálico y en ácido arsenioso.

Este óxido, al que se considera generalmente como una mezcla de ácido arsenioso y metal, está compuesto, segun M. Berzélius, de 100 de arsénico y 8,07 de oxígeno, es decir, que solo contiene la cuarta parte del oxígeno que existe en el ácido arsenioso.

ÁCIDO ARSENIOSO.

Sinonimia. Este ácido, designado en la actualidad con el nombre de *arsénico blanco*, de *deutóxido de arsénico*, se forma siempre que se quema arsénico al aire ó en el gas oxígeno. Es el único compuesto de arsénico y oxígeno que puede formarse directamente.

Digitized by Google

Extraccion. Se le halla en la naturaleza, pero en muy corta cantidad. El que se encuentra en el comercio es uno de los productos del laboreo de los minerales de cobalto. Se le obtiene tostando estos minerales en hornos de reverbero que tengan chimeneas largas y horizontales; el arsénico se oxida, se convierte en ácido arsenioso, y se condensa en estas chimeneas en una masa blanca, semitrasparente y mas ó menos gruesa. Se le purifica volviéndole á sublimar en ollas de hierro colado cubiertas por capiteles cónicos, en donde se adhiere y se solidifica bajo la forma de una capa vítrea, trasparente como vidrio, en cuyo estado se le expende en las artes.

Propiedades. El ácido arsenioso se presenta en una masa blanca, vítrea, semitrasparente ú opaca, segun que ha estado ó no expuesto al aire; no tiene color, su sabor es poco sensible al principio, pero despues se vuelve acre y nauseabundo; su densidad es de 3,738. Es uno de los venenos mas activos aun á pequeñas dosis para el hombre y los animales, pues obra prontamente sobre los tejidos animales que toca corroyéndolos y ulcerándolos.

Accion del calórico. Expuesto á la accion de un calor rojo oscuro, se volatiliza enteramente y se condensa en cristales tetráedros trasparentes ó en una masa vítrea; es inalterable á todas las temperaturas, y si se le echa sobre las ascuas, exhala humos blancos de olor de ajo, que es muy peligroso respirar.

Accion del aire. El aire á la temperatura ordinaria tiene una accion notable sobre el ácido arsenioso; en estado vítreo, el agua le hace perder poco á poco su trasparencia y la superficie adquiere un color blanco lechoso; pero en este estado es quebradizo y se vuelve mas soluble en el agua (Guibourt, *Diario de Química médica*, París, tomo II, p. 57).

Solubilidad en el agua. El agua á la temperatura de $+15^{0}$ disuelve las $\frac{96}{10000}$ de su peso de este

Digitized by Google

ácido, mientras que á 100° puede disolver diez veces mas, es decir $\frac{960}{10000}$.

A causa de esta diferente solubilidad, el agua saturada en caliente de ácido arsenioso deja cristalizar la mayor parte de este bajo la forma de cristalitos blancos tetraédricos. El ácido arsenioso, que se ha vuelto opaco por haber estado expuesto al aire, es mucho mas soluble que el que es vítreo, sin que se pueda designar la causa de esta particularidad. El agua á + 15° disuelve $\frac{125}{10000}$.

Accion de los reactivos sobre la disolucion de ácido arsenioso. La disolucion acuosa de ácido arsenioso no tiene color ni olor; su sabor es acre como el del mismo ácido; enrojece ligeramente la tintura de girasol. Las disoluciones de cal, de barita y de estronciana forman precipitados blancos coposos de arsenitos de estas bases. Vertido el ácido sulfhídrico en esta disolucion, descompone el ácido arsenioso de donde resulta agua y sulfuro amarillo de arsénico que se precipita; este sulfuro se vuelve á disolver fácilmente por la potasa cáustica ó el amoniaco. Los sulfuros alcalinos no forman precipitado en esta disolucion; pero si se la añade un ácido, en el instante se precipitan copos amarillos de sulfuro de arsénico. El sulfato de cobre amoniacal puesto en contacto de esta disolucion, da inmediatamente un precipitado verde de yerba (arsenito de cobre). El azoato de plata mezclado con esta disolucion saturada por la potasa, da un precipitado amarillo pálido, y por último, colocando en ella una lámina de zinc, y acidulando la disolucion con un poco de ácido sulfúrico, se reduce el arsénico y se precipita en parte bajo la forma de copos negros.

Reduccion del ácido arsenioso por el carbon. El ácido arsenioso se reduce fácilmente por el carbon. Si se calcina en un tubo una mezcla de partes iguales

Digitized by Google

de carbon, ácido arsenioso y sub-carbonato de potasa, el arsénico, reducido al estado metálico, se sublima y forma una capa brillante, que cristaliza á corta distancia del punto calentado.

Composicion. Segun las análisis de MM. Thénard y Berzélius este ácido se compone de

Arsénico....	75,82	2 átomos.
	ó	
Oxígeno....	24,18	3 átomos.
	100,00	

Su fórmula = $As^2 O^3$.

Usos. El ácido arsenioso se emplea mucho en las artes para fabricar ciertos colores, y en los tintes para componer la cuba de añil. En farmacia entra en la composicion de muchos medicamentos externos mas ó menos escaróticos. Las propiedades venenosas que tiene este ácido y su sabor poco marcado le hacen á propósito para destruir las ratas y ratones; por esta razon se le conoce en el comercio con el nombre de *veneno para las ratas.* Comunmente se hace una pasta con nueces ó almendras machacadas, harina y grasa; á veces se añade semillas de hinojo en polvo que por su olor atraen los ratones.

El ácido arsenioso entra tambien en la composicion del *jabon de Becœur*, que se usa para preservar de los insectos las pieles de los animales que se llenan de paja para las colecciones de historia natural. Este jabon está compuesto de 100 gramas de jabon blanco, 100 gramas de ácido arsenioso en polvo, 36 gramas de carbonato de potasa, 15 gramas de alcanfor y 12 gramas de cal viva.

Los numerosos accidentes que acaecen desgraciadamente con mucha frecuencia cuando se usa de este ácido, debe hacer muy circunspectas á todas las per-

Digitized by Google

sonas que le usan en el ejercicio de su arte ó que le expenden en el comercio.

Antídoto. Segun los experimentos de MM. Bunzen y Berthold parece que el *hidrato de peróxido de hierro* es el antídoto del ácido arsenioso, si se le administra diluido en agua, poco tiempo despues de la ingestion del veneno y en una proporcion treinta veces mayor que la del ácido, como lo han probado los experimentos hechos por una parte por MM. Soubeiran y Miquel, y por otra por M. Bouley.

Dado este hidrato al mismo tiempo que el ácido arsenioso á la dosis indicada, anula casi todos los efectos de este veneno formando con él un compuesto insoluble (sub-arsenito de hierro), que es expelido despues por las vias ordinarias con los excrementos. Su ingestion produce aun buenos efectos algun tiempo despues de haber tomado este veneno; pero al cabo de una hora no tiene accion sobre los perros envenenados, segun MM. Miquel y Soubeiran, mientras que sobre los caballos, segun M. Bouley, produce todavía resultados favorables.

Investigaciones químico-legales sobre el envenenamiento por el ácido arsenioso. Siendo desgraciadamente demasiado frecuentes los envenenamientos por el ácido arsenioso, terminaremos el artículo relativo á este ácido por los medios que los prácticos deben usar cuando sean requeridos por la autoridad para comprobar que la muerte ha sido determinada por este veneno.

Los experimentos que deben hacerse en las investigaciones químicas relativas al envenenamiento por este ácido, son aplicaciones de lo que hemos expuesto anteriormente.

1.º Si queda una porcion de la materia sospechosa que se supone ha ocasionado la muerte, se la deberá someter primero á la accion del fuego, se la disolverá despues en cierta cantidad de agua hirviendo, y examinará si esta disolucion se conduce con los reactivos como hemos dicho antes.

Digitized by Google

2.º Si se ha disuelto en agua el resto del veneno, se hará evaporar una parte en una cápsula de porcelana para examinar el residuo, y se obrará sobre la otra parte por los medios que hemos mencionado en la página 276 y siguientes.

3.º Cuando se ha tragado todo el veneno, convendrá obrar sobre las materias de los vómitos, separar primero la parte líquida, que se filtrará y se someterá á la accion de los reactivos enumerados antes. Se investigará con mucho cuidado la parte sólida de los vómitos por ver si se perciben puntos blancos, duros y granulosos, que puestos sobre las ascuas, se evaporan despidiendo un humo blanco de olor de ajo; si estas investigaciones no dan ningun resultado, será necesario hacer hervir durante cerca de un cuarto de hora con doce ó quince veces su peso de agua destilada una parte de las materias sólidas, filtrar despues el licor y someterle á las pruebas indicadas.

4.º Se debe someter á las mismas investigaciones las materias recogidas despues de la muerte en el estómago y en los intestinos; se puede resumirlas á estos tres puntos principales. A. Investigar si á simple vista primero y luego al ojo armado de un anteojo se perciben fragmentos de ácido arsenioso entre estas materias, y extraerlas mecánicamente si es posible para examinarlas en particular. B. Si estas materias no contienen partículas visibles de ácido arsenioso, apretarlas en un lienzo blanco á fin de separar la parte líquida, que se deberá filtrar y examinar con cuidado. C. Si por estos ensayos no se puede descubrir ácido arsenioso, se tratarán las materias sólidas exprimidas por diez ó doce veces su peso de agua hirviendo en una cápsula de porcelana ó en un globo de vidrio, y se filtrará el cocimiento que se pondrá en contacto con el ácido sulfhídrico y algunas gotas de ácido clorhídrico; si el licor contiene ácido arsenioso, tomará color amarillo y producirá un precipitado de sulfuro de arsénico; en este caso, para demostrar que este precipitado está formado por el ácido arsenioso que existia en la disolucion,

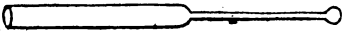
Digitized by Google

será útil recogerle, disolverle en el amoniaco, evaporar despues la disolucion amoniacal y calcinar el residuo en un tubo adelgazado con un poco de flujo negro ó de potasa; el arsénico separado de su combinacion con el azufre se volatiliza, y será fácil reconocerle por su aspecto metálico brillante y por el olor aliaceo que esparce poniéndole sobre las ascuas.

En esta especie de investigaciones se puede considerar á la reduccion como una prueba cierta, y su resultado es de la mayor importancia para establecer el cuerpo del delito en un juicio.

M. Berzélius indica un procedimiento diferente de este, y al cual considera como el mejor método para comprobar la presencia del ácido arsenioso en los casos de medicina legal. Este procedimiento, que fué empleado por primera vez por Valentin Rose, pero que Berzélius ha modificado, consiste en hacer hervir el estómago y las membranas cortadas con una disolucion débil de potasa cáustica, en saturar el licor con el ácido clorhídrico, en filtrarle y hacer pasar por él una corriente de gas sulfhídrico. Despues de haber recogido sobre un filtro el sulfuro de arsénico y de haberle desecado, se le echa en nitro fundido.

Entonces el azufre y el arsénico se han trasformado, el primero en ácido sulfúrico, y el segundo en ácido arsénico, que queda unido con la potasa. Despues de haber disuelto en agua el producto de la calcinacion, se vierte en la disolucion agua de cal en exceso, y de aquí resulta arseniato de cal insoluble, que se recoge sobre un filtro. M. Berzélius saca el arsénico de esta sal desecada, mezclada con un poco de carbon, calcinando esta mezcla en un tubo pequeño estirado y terminado por una bola como lo representa la figura siguiente:



Calentada esta mezcla en la bolita A, el arsénico

Digitized by Google

que se condensa en la parte estrecha del tubo forma un arillo brillante.

James Marsh ha publicado en 1836 un nuevo procedimiento para separar cantidades muy pequeñas de arsénico de las sustancias orgánicas con las cuales está mezclado. Este procedimiento proporciona un medio pronto y cómodo para aislar directamente el arsénico en estado de pureza, y poderle someter solo á la accion de los reactivos apropiados; está fundado en la propiedad que tiene el hidrógeno en estado de gas naciente de reducir los ácidos arsenioso y arsénico, y de formar con su radical gas hidrógeno arseniado, que se separa espontáneamente á causa de su elasticidad de los licores en que se ha formado, y puede ser recogido en un aparato para recoger gas, en donde se le puede reconocer. Este procedimiento sencillo, menos largo y menos penoso que el que se sigue comunmente para descubrir el arsénico en las sustancias orgánicas, permite extraer pequeñas cantidades de arsénico de los alimentos y líquidos viscosos, tales como las puches de harina de avena, de la sopa, de la infusion de café, vino &c.

Aparato de Marsh. El aparato que James Marsh ha empleado en esta especie de experimentos consiste en un tubo de vidrio, encorvado en forma de sifon y abierto por los dos extremos; su diámetro interior tiene dos centímetros y medio, la rama mas corta cerca de doce centímetros de largo y la mas larga veintidos. A la rama mas corta hay pegada una llave terminada por un tubo adelgazado; por último se fija el aparato verticalmente en un apoyo ó pieza de madera. Se coloca en la rama mas corta una barra de vidrio de cerca de una pulgada de largo, y despues una lámina de zinc puro, encorvada dos veces, la cual está sostenida por la barrita de vidrio que se introdujo antes.

Cuando se quiere hacer experimentos sobre un líquido en el cual se busca arsénico, se le mezcla con cierta cantidad de ácido sulfúrico destilado y se le

Digitized by Google

vierte en la rama mas larga del aparato, hasta que llegue á la corta á cerca de medio centímetro debajo de la llave que deberá estar abierta. Entonces por el contacto del licor ácido se desarrolla gas que es hidrógeno puro, sino hay arsénico; pero si el licor le contiene, se forma al mismo tiempo hidrógeno arseniado. Cuando se dejan perder las primeras porciones del gas para desalojar el aire, se cierra la llave y todo el gas desprendido se reune en la rama mas corta empujando el licor á la mas larga, hasta que se halle en la mas corta debajo de la lámina de zinc, como sucede en una lámpara de gas hidrógeno. Si despues de haber abierto la llave, se inflama el gas á su salida, y se tiene horizontalmente en contacto con la llama una lámina de vidrio ó un platillo de porcelana de modo que la corte en el tercio de su longitud, el arsénico se deposita sobre estos cuerpos frios formando manchas redondas de color gris negro con brillo metálico. Si no hay arsénico en el gas que se quema al aire, la llama es trasparente, amarillenta y solo deposita vapor de agua bajo la forma de un rocío ligero.

Cuando se mantiene encima de la llama un tubo de dos decímetros de largo por centímetro de diámetro, el arsénico depositado en la llama puede entonces arder al aire y oxidarse; se deposita en el tubo en el estado de ácido arsenioso bajo la forma de un polvo blanco; si el tubo inclinado cuarenta á cincuenta grados toca la llama en su punta, se puede conocer la presencia del arsénico en tres cosas: se deposita arsénico metálico en la parte del tubo que toca la llama; encima de este punto, á corta distancia, se condensa ácido arsenioso; y por último en el extremo del tubo se observa el olor de ajo, que es característico del vapor de arsénico. Por este procedimiento se puede descubrir en poco tiempo la presencia de una septuagésima milésima parte de ácido arsenioso disuelto.

Modificacion del aparato. Se puede reemplazar el aparato que hemos descrito por un frasco pequeño,

Digitized by Google

que tenga un tubo estirado y encorvado en la lámpara. Poniendo en el frasco el licor que se examina con zinc y ácido sulfúrico, cubriendo todo con una capa de aceite de dos líneas de grosor, para impedir la efervescencia espumosa que haria salir el licor por la abertura del tubo, se obtienen, segun hemos comprobado, resultados idénticos á los que suministra el aparato de Marsh.

Orfila ha demostrado por una serie de experimentos hechos sobre el envenenamiento por el ácido arsenioso y sirviéndose del aparato modificado: 1.º que este ácido, introducido en el estómago ó aplicado sobre el tejido celular de los perros vivos, es absorbido, se mezcla con la sangre y es conducido á todos los órganos de la economía; 2.º que á esta absorcion del veneno se debe atribuir la muerte que es su consecuencia; 3.º que por medio de ciertos procedimientos químicos es posible extraer arsénico de la porcion de ácido arsenioso que se ha absorbido, aun cuando no se descubran vestigios de este ácido en las materias que provienen del estómago y de los intestinos de las personas envenenadas; 4.º que el mejor procedimiento que debe seguirse para extraer el arsénico contenido en la pequeña parte del ácido arsenioso que se ha absorbido, consiste en hervir durante cinco á seis horas en una caldera grande de hierro colado ó de cobre, todo el cadáver cortado en pedazos pequeños, con agua destilada á la cual se haya añadido diez á doce granos de potasa sólida por el alcohol, colar con expresion el cocimiento al través de un lienzo, dejarle enfriar para separar la grasa, y despues de haberle acidulado por el ácido clorhídrico someterle á una corriente de gas sulfhídrico, que precipita parte del arsénico en estado de sulfuro mezclado con la materia orgánica. Privado el cocimiento por este primer medio de una parte de arsénico, se le debe evaporar hasta su sequedad despues de haber disuelto en él un exceso de azoato de potasa.

Calcinando pequeñas cantidades de este residuo en

Digitized by Google

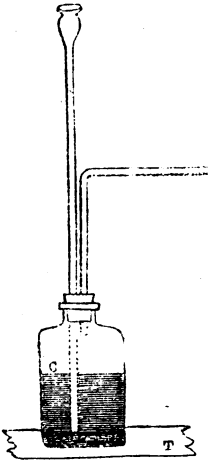
un crisol de tierra enrojecido al fuego, se quema toda la materia orgánica, y el arsénico que contenia se trasforma en ácido arsenioso que queda unido con la potasa. Para demostrar entonces su presencia en este residuo de la calcinacion, se le diluye en agua destilada, y despues de haberle sobresaturado por el ácido sulfúrico, se le calienta para desprender el ácido azóico é hipoazóico que se hallaban en él: entonces introduciendo este líquido en el aparato de Marsh modificado, es fácil obtener en algunos segundos arsénico con el brillo metálico.

Orfila establece que en rigor se puede descubrir este veneno en los animales envenenados, tratando por el procedimiento indicado antes cierto número de músculos ó una sola de las vísceras de la economía animal, desecadas antes, sobre todo cuando estas vísceras son muy vasculares; pero es preferible obrar sobre el cadáver entero, ó á lo menos sobre la mitad, porque generalmente es muy pequeña la porcion de ácido que se ha absorbido. Tambien puede descubrirse la presencia del arsénico por los mismos medios en la sangre extraida de una sangría, sobre todo si la cantidad de este líquido asciende á 90 ó 100 gramas.

En las investigaciones médico-legales Orfila ha hecho una modificacion importante en el aparato de Marsh, cuya descripcion hemos dado antes. Para evitar la efervescencia espumosa que hace salir del aparato parte del licor que se va á ensayar, é impedir que se queme el gas hidrógeno, y para escusarse de hacer uso del aceite que se ha indicado en esta circunstancia, ha tenido la feliz idea de destruir la materia orgánica ya con el azoato de potasa, ya por el ácido azóico, y de este modo se extrae el arsénico con mas facilidad. El aparato que se emplea con este objeto es un frasco comun, cerrado con un tapon de corcho con dos agujeros que dan paso, uno á un tubo recto bastante ancho, de tres decímetros de largo, que se sumerje en el líquido, y el otro á un tubo

Digitized by Google

encorvado en ángulo recto que solo penetra un poco en la parte vacía del frasco por una de sus extremidades, mientras que el otro extremo adelgazado en punta sirve para dar salida al gas hidrógeno (*véase* la figura siguiente):



Esta disposicion sencilla del aparato permite introducir en el frasco sin destaparle, el licor que se quiere ensayar.

Tratando las preparaciones antimoniales en las mismas circunstancias con el aparato de Marsh, dan manchas menos brillantes sobre las cápsulas de porcelana. Estas manchas, que se podrian confundir á la vista con las que producen las preparaciones arsenicales, se distinguen de ellas: 1.º en que solo se volatilizan en parte, cuando se las expone á la llama del gas hidrógeno puro; 2.º y en que calentadas con el ácido azóico se trasforman en ácido antimonioso que no experimenta ningun cambio por la disolucion de nitrato

Digitized by Google

de plata, mientras que las manchas de arsénico dan con el mismo reactivo un precipitado rojo de ladrillo.

Se han hecho modificaciones mas ó menos importantes no solamente en los métodos empleados en el tratamiento de las sustancias minerales arseníferas en los casos de envenenamiento, sino tambien en el aparatito de Marsh. Para reasumir todo lo que se ha hecho respecto á este punto, indicaremos el método que se ha aconsejado en el informe hecho á la Academia de Ciencias en Junio, y la disposicion del aparato que los comisarios han creido debia preferirse por ser capaz de satisfacer todos los casos que se ocurran en las investigaciones médico-legales sobre el arsénico.

En estas investigaciones es indispensable destruir la materia orgánica líquida ó sólida, mezclada ó combinada con la pequeña cantidad de ácido arsenioso, sin dar lugar á que haya pérdida de este ácido: Orfila, MM. Danger y Flandin han propuesto dos métodos de carbonizacion, y el que debe preferirse segun los experimentos de los comisarios del Instituto es el siguiente.

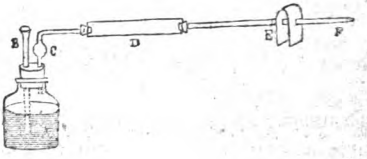
Se coloca la materia orgánica cortada en pedazos en una cápsula de porcelana con la sexta parte de su peso de ácido sulfúrico puro, y se calienta sucesivamente hasta que aparezcan vapores blancos de ácido sulfúrico. La materia se disuelve primero, pero se carboniza despues durante la concentracion del licor; se evapora meneando continuamente con una barra de vidrio. Se carboniza la materia sin hincharse; se continúa la accion del calor hasta que el carbon parezca friable y casi seco. Se deja enfriar la cápsula, y con una bombilla se añade un poco de ácido azóico concentrado que produce la sobreoxidacion del ácido arsenioso que existia en la materia y la trasforma en ácido arsénico, en cuyo estado es mucho mas soluble; se evapora de nuevo en seco y despues se le vuelve á disolver por el agua hirviendo. Entonces se trata el licor perfectamente trasparente y algunas veces en-

Digitized by Google

teramente sin color por el aparato de Marsh, en el cual no da jamás espuma.

Segun los comisarios de la Academia, este procedimiento es preferible á la carbonizacion por el ácido azóico solo, pues se dirige mejor la operacion, jamás hay deflagracion ni inflamacion, y se emplea menor cantidad de ácido.

Aparato propuesto por el Instituto. El aparato de Marsh modificado que han preferido los comisarios para aislar el arsénico, no es á decir verdad sino una modificacion de los muchos que antes se habian propuesto; debe arreglarse del modo siguiente y como la figura que está debajo.



Un frasco de cuello recto A, de boca ancha, está cerrado por un tapon con dos agujeros. Por el primero de estos agujeros baja hasta el fondo del frasco un tubo recto B de un centímetro de diámetro, y por el otro se introduce un tubo de menor diámetro C encorvado en ángulo recto. Este tubo entra dentro de otro mas ancho D, de cerca de tres centímetros de largo lleno de amianto. Al otro extremo del tubo del amianto se ajusta un tubo de vidrio poco fusible de dos á tres milímetros de diámetro interior. Este tubo, que debe tener muchos decímetros de longitud, está adelgazado en su extremidad F; á la longitud de cerca de un decímetro está rodeado por una lámina de oropel.

Se elige el frasco A de todo el grandor necesario para contener todo el licor que se quiere ensayar, y se deja aun vacía la quinta parte de la capacidad total. Sin embargo, se deberá tener presente que im-

Digitized by Google

porta que no sea demasiado considerable el volúmen del líquido, si se ha de tratar un licor que solo contenga vestigios de materia arsenical.

El tubo C termina en bisel por la extremidad que se sumerje en el frasco, y tiene una bola pequeña en un punto cualquiera de la rama vertical. No es indispensable esta disposicion del aparato; pero es cómoda, porque condensa y hace caer en el frasco casi toda el agua que ha llevado consigo, siendo esta bastante considerable cuando se calienta el líquido por la reaccion.

Dispuesto de este modo el aparato, se introducen en el frasco algunas láminas de zinc y una capa de agua para cerrar la abertura del tubo de seguridad, y por último, un poco de ácido sulfúrico. El gas hidrógeno que se desprende desaloja el aire del frasco. Se calienta hasta el rojo el tubo en la parte que está cubierta de oropel por medio de ascuas colocadas sobre una rejilla. Se impide por medio de una pantallita que el tubo se caliente á mucha distancia de la parte rodeada de ascuas. Se introduce despues el líquido sospechoso en el tubo abierto por medio de un embudo adelgazado, de modo que se le haga bajar á lo largo de las paredes del tubo, á fin de evitar que entre aire en el frasco. Si se hace mas lento el desprendimiento del gas despues de la introduccion del licor, se añade una corta cantidad de ácido sulfúrico y se procura que continúe lentamente la operacion y del modo mas regular que sea posible.

Si el gas contiene arsénico, este se deposita bajo la forma de anillo delante de la parte calentada del tubo. Se inflama el gas que sale del aparato y se ensaya recoger las manchas sobre un platillo de porcelana. Algunas veces no se obtiene este resultado cuando no se calienta suficiente extension del tubo, ó cuando este tiene demasiado diámetro.

Tambien se puede volver á encorvar el tubo y sumergir su extremidad en una disolucion de azoato de plata, para condensar segun haya necesidad las primeras porciones de arsénico.

Digitized by Google

Luego que se ha depositado el arsénico en el tubo bajo la forma de anillo, es fácil comprobar todas las propiedades físicas y químicas que le caracterizan. Así se comprobará fácilmente:

1.º Su volatilidad.

2.º Su conversion en un polvo blanco volátil, el ácido arsenioso, cuando se caliente el tubo abierto en los dos extremos colocándole inclinado.

3.º Calentando un poco de ácido azóico ó de agua regia en un tubo, se hará pasar el arsénico al estado de ácido arsenioso muy soluble en el agua. El licor evaporado en seco con precaucion en una capsulita de porcelana, dará un precipitado rojo de ladrillo cuando se viertan en la cápsula algunas gotas de una disolucion bien neutra de azoato de plata.

4.º Despues de todas estas pruebas se puede reducir de nuevo al arsénico. Para esto basta añadir un poco de flujo negro á la cápsula en que se hace la precipitacion por el azoato de plata, desecar la materia é introducirla en un tubo pequeño del cual una de las extremidades *b* está adelgazada, y se cerrará con la lámpara la otra extremidad *a*, despues de haber introducido la materia.

Se hace caer la materia en la parte ensanchada y se calienta esta hasta un calor rojo fuerte; el arsénico se reduce y forma en la parte mas estrecha del tubo un anillo que presenta todos los caracteres físicos del arsénico, aun cuando solo existan pequeñas cantidades de esta sustancia.

Es fácil hallar en el comercio zinc y ácido sulfúrico que no manifiesten la existencia del arsénico en el aparato de Marsh, aun cuando se disuelvan can-

Digitized by Google

tidades considerables de zinc. Se debe emplear ácido sulfúrico destilado y zinc laminado en hojas (1).

En todos los casos es indispensable que el que ha de hacer el reconocimiento ensaye con el mayor cuidado todas las sustancias que debe emplear en sus investigaciones. Tambien es necesario que haga al mismo tiempo ó poco despues del experimento sobre las materias envenenadas otro experimento semejante sin usar ninguna materia, empleando en él los mismos reactivos y en las mismas cantidades que en la operacion verdadera.

ÁCIDO ARSÉNICO.

Estado natural. Este ácido existe formado en la naturaleza; pero está unido con algunos óxidos metálicos, tales como el óxido de calcio, el óxido de hierro, el óxido de cobalto y de niquel. No puede formarse directamente calentando arsénico ni en el aire ni en el gas oxígeno, pero se forma tostando ciertos arseniuros metálicos.

Preparacion. Se le obtiene en los laboratorios tratando el ácido arsenioso por el ácido azóico, ó, lo que es preferible, por una mezcla de ácido azóico y de ácido clorhídrico. Para esto se coloca en una retorta de vidrio, que comunica con una alargadera y un globo, una parte de ácido arsenioso en polvo, y se vierte encima una mezcla de cuatro partes de ácido azóico y dos de ácido clorhídrico. Calentado poco á

---

(1) Debe preferirse el zinc laminado al zinc en placas del comercio: 1.° porque la operacion del laminado es ya una garantía de la pureza del zinc; 2.° debe preferirse el zinc laminado al zinc en granalla, porque presenta menos superficie y es mas fácil regularizar el desprendimiento del hidrógeno.

Digitized by Google

poco, se disuelve el ácido arsenioso y se trasforma en ácido arsénico por una parte del oxígeno del ácido azóico que entonces pasa al estado de deutóxido de azoe. El ácido azóico descompone igualmente el ácido clorhídrico añadido; el cloro y el ácido hipoazóico que provienen de esta reaccion recíproca contribuyen tambien á acidificar el ácido arsenioso. No puede suponerse que obra volviendo mas soluble el ácido arsenioso, porque entonces sería necesario admitir que queda mezclado con el ácido azóico sin descomponerse, lo que es contrario á la experiencia. Se concentra todavía el licor ácido en la retorta hasta que adquiera la consistencia de jarabe, y se le acaba de evaporar hasta la sequedad en una cápsula de porcelana. El residuo que se obtiene es ácido arsénico puro.

Propiedades. Este ácido es blanco, sólido, incristalizable y de sabor ácido muy marcado; enrojece mucho la tintura de girasol; expuesto á la accion del fuego, entra en fusion y se descompone al calor rojo en gas oxígeno y en ácido arsenioso. El aire no tiene accion sobre este ácido; abandona muy pronto el agua que contiene y le hace caer en delicuescencia. En razon de la grande afinidad del ácido arsénico con el agua, este líquido es capaz de disolver muchas veces su peso de este ácido y adquirir gran viscosidad. Esta disolucion dilatada precipita el agua de cal, la de barita y de estronciana en copos blancos, solubles en un exceso de ácido arsénico: el ácido sulfhídrico mezclado con esta disolucion no la descompone sino despues de cierto tiempo y precipita persulfuro amarillo de arsénico; la disolucion de sulfato de cobre amoniacal forma un precipitado azul de cielo (arseniato de cobre); por último, saturada por la potasa ó el amoniaco, la disolucion de ácido arsénico precipita en rojo de ladrillo el azoato de plata. Todos estos caracteres impiden que se confunda el ácido arsénico con el ácido arsenioso (*V.* en el tomo II la lámina de los reactivos, núm. 15).

Accion del carbon. El ácido arsénico lo mismo que

Digitized by Google

el ácido arsenioso se descompone por el carbon y en las mismas circunstancias.

Composicion. Se compone, segun los últimos experimentos de Berzélius, de

Arsénico. . .	65,30	2 átomos.
	ó	
Oxígeno. . . .	34,70	5 átomos.
	100,00	

Su fórmula $= As^2O^5$.

Accion sobre la economía animal. Este ácido es mucho mas venenoso que el ácido arsenioso.

COMPUESTO DE ARSÉNICO É HIDRÓGENO.

(*Hidruro de arsénico, hidrógeno arseniado.*)

No puede obtenerse directamente estos dos compuestos poniendo hidrógeno en contacto con arsénico; pero cuando el hidrógeno se halla en estado de gas naciente, se combina con el arsénico y forma un compuesto sólido ó gaseoso. El primero es el hidruro de arsénico, y el segundo el hidrógeno arseniado, que algunas veces se le designa con el nombre de *hidrógeno arsenicado.*

Hidruro de arsénico. Se forma el hidruro de arsénico tratando por el agua el arseniuro de potasio: el oxígeno trasforma el potasio en potasa, y el hidrógeno se une con el arsénico para formar el hidruro que se precipita.

Propiedades. Este hidruro es pardo rojizo, sin brillo, insípido, sin olor é insoluble en el agua; expuesto á la accion del calor se volatiliza sin descomponerse, pero si está al contacto del aire, arde y se convierte en agua y en ácido arsenioso.

Composicion. MM. Gay-Lussac y Thénard han

Digitized by Google

descubierto este compuesto. Se compone, segun Mr. Soubeiran, de un volúmen de vapor de arsénico y de dos volúmenes de hidrógeno, ó de un átomo del primero y dos átomos del segundo.

Su fórmula $= As H^2$.

HIDRÓGENO ARSENIADO.

Schéele descubrió este compuesto gaseoso. Se le obtiene tratando los arseniuros de zinc ó de estaño por el ácido sulfúrico ó clorhídrico dilatado en agua. Empleando el primer compuesto se hace bien el experimento á la temperatura ordinaria. Se pone en un matraz pequeño que tenga un tubo encorvado una porcion de este arseniuro en polvo, y se vierte encima ácido sulfúrico debilitado. Entonces se descompone el agua, su oxígeno obra sobre el zinc y su hidrógeno se une en parte con el arsénico, de donde resulta hidruro de arsénico, que se precipita en copos pardos, y gas hidrógeno arseniado que se desprende. Se debe tratar en caliente por el ácido clorhídrico el arseniuro de estaño. Entonces se forma protocloruro de estaño y gas hidrógeno arseniado. Cuando se obtiene este compuesto por uno de estos dos procedimientos no está jamás puro, pues contiene siempre hidrógeno libre, fácil de evaluar por una disolucion de sulfato de cobre que absorbe todo el hidrógeno arseniado descomponiéndole.

Propiedades. El hidrógeno arseniado es un gas sin color, de olor aliáceo, nauseabundo y peligroso de respirar; su densidad es de 2,695; es impropio para la combustion; ejerce una accion muy deletérea sobre los animales que le respiran, aun en pequeña cantidad; puesto en contacto con un cuerpo inflamado, arde al aire con una llama blanca depositando copos pardos de hidruro de arsénico sobre las paredes de la campana, y produciendo en ella un humo blanco de ácido arsenioso.

Accion del calor. Expuesto este gas á una temperatura elevada, se descompone reduciéndose á sus ele-

Digitized by Google

mentos. Se le puede liquidar bajando la temperatura á -30°.

Accion del aire y del agua. El aire y el oxígeno secos no tienen accion sobre él á la temperatura ordinaria; pero cuando están húmedos, absorben poco á poco una parte de su hidrógeno y precipitan arsénico que se deposita en capas brillantes sobre las paredes de la vasija. Segun Mr. Soubeiran, el agua disuelve $\frac{5}{100}$ de su volúmen á $+50^{o}$. Expuesta al aire esta disolucion deja aposar copos pardos de arsénico.

Accion del cloro. El cloro descompone de pronto el hidrógeno arseniado con desprendimiento de calórico y algunas veces de luz. El azufre no goza de esta propiedad sino por medio del calor, se combina con el hidrógeno y precipita el arsénico en estado de sulfuro.

Accion de los metales. El potasio, el estaño, el hierro y el zinc le descomponen á un calor rojo absorbiendo el arsénico y dejando libre al hidrógeno; 100 volúmenes de este gas dan 150 volúmenes de hidrógeno. Si se admite la suposicion que el arsénico ocupaba 50 partes en volúmen, se concluye de aquí que este gas está compuesto de medio volúmen de vapor de arsénico y de volúmen y medio de hidrógeno, condensados en uno solo.

Composicion. El hidrógeno arseniado se compone, como acabamos de decir, de medio volúmen de vapor de arsénico y volúmen y medio de hidrógeno, ó en peso de

Arsénico....	96,15	1 átomo.
	ó	
Hidrógeno. .	3,85	3 átomos.
	100,00	

Su fórmula = $As\,H^{3}$.

Digitized by Google

Es tan grande la accion de este gas sobre la economía animal, que Gehlen, químico aleman, pereció en poco tiempo, víctima de los experimentos que habia emprendido sobre este gas, por haber respirado por descuido algunas porciones de él.

COMPUESTO DE ARSÉNICO Y CLORO.

(*Cloruro de arsénico.*)

Combinacion directa. La union del cloro con el arsénico se efectua instantáneamente. Introduciendo arsénico en polvo en un frasco lleno de cloro seco, se combinan espontáneamente desprendiendo una llama blanca y formando un humo blanco espeso, que es cloruro de arsénico.

Preparacion. Se puede obtener este compuesto haciendo pasar gas cloro seco al través de un tubo largo de vidrio que contenga arsénico en polvo, y que comunique con un globo pequeño de gollete rodeado de hielo. Entonces se efectua parcialmente la combinacion con desprendimiento de calor, y todo el cloruro de arsénico se condensa en el recipiente.

Se le prepara tambien, como el protocloruro de antimonio, calentando deutocloruro de mercurio con la mitad de su peso de arsénico en polvo.

Propiedades. El cloruro de arsénico, conocido durante mucho tiempo con el nombre de *manteca de arsénico* á causa de su aspecto oleaginoso, es líquido, trasparente y mas pesado que el agua; es muy volátil y en contacto con el aire esparce muchos vapores. Agitado con el agua, le descompone inmediatamente y se trasforma en ácido arsenioso que se precipita en polvo blanco y en ácido clorhídrico que queda disuelto.

Este cloruro es el único compuesto de cloro y arsénico que se conoce; es muy venenoso.

Digitized by Google

COMPUESTO DE ARSÉNICO Y BROMO.

(*Bromuro de arsénico.*)

Poniendo en contacto arsénico en polvo con bromo, se unen los dos cuerpos con desprendimiento de luz. Separando despues el bromuro por medio de la destilacion, cristaliza segun se va enfriando en una masa blanca. Se liquida á + 25° y hierve á + 220°. Expuesto al aire, esparce pocos vapores y atrae la humedad; el agua le descompone como al cloruro de arsénico.

COMPUESTO DE ARSÉNICO É IODO.

(*Ioduro de arsénico.*)

Calentando lentamente en una retorta pequeña una mezcla de tres partes de iodo y una de arsénico en polvo, se unen estos dos cuerpos. Segun Plisson tambien se puede preparar este compuesto (*Anales de Química y de Física*, t. XXXIX, p. 265) calentando en un litro de agua 100 gramas de iodo y 30 de arsénico en polvo. Evaporando despacio la disolucion se obtiene el ioduro de arsénico.

Propiedades. Este ioduro es sólido, de color rojo oscuro, fusible y volátil. El agua le descompone y le trasforma en ácido iodhídrico y en ácido arsenioso que se precipita combinado con una porcion de ioduro. Segun Plisson, pasaria al estado de iodhidrato y de sub-iodhidrato obrando sobre los elementos del agua (*Memoria citada*).

Usos del arsénico. El arsénico puro es poco usado; se le emplea en las habitaciones para matar las moscas, para lo cual se pone un poco de arsénico en polvo en un plato con agua azucarada; entonces se le conoce con el nombre de *polvo para matar las moscas.* Combinado con los metales dúctiles aun en pequeña can-

Digitized by Google

tidad, los vuelve mas ó menos quebradizos y mas fusibles. Por esta propiedad se le empleaba en otro tiempo para extraer el platino; pues formaba con este metal un arseniuro fusible que calentado al aire dejaba desprender arsénico y daba platino puro.

En medicina solo se usan el ácido arsenioso y los sulfuros de arsénico. Generalmente se los emplea solo al exterior, porque son muy venenosos. Entran en la composicion de muchas pomadas y polvos escaróticos que se aconsejan algunas veces en las afecciones cutáneas rebeldes.

CAPITULO XV.

AZUFRE.

SU ESTADO NATURAL, SU EXTRACCION, SUS PROPIEDADES, SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO, EL CLORO, EL IODO, EL BROMO, EL FÓSFORO, EL ARSÉNICO, EL CARBONO, EL SELENIO, EL CIANÓGENO, &c. &c.

Estado natural. Este cuerpo combustible, conocido desde muy antiguo, es muy abundante en la naturaleza; se le encuentra en muchos estados, unas veces libre y otras combinado en mayor ó menor abundancia.

Azufre nativo. En el estado libre se le halla cristalizado ó en masas compactas; entonces se halla casi puro y se le designa con el nombre de *azufre nativo.* Existe tambien en abundancia en los sulfatares, en las inmediaciones del Vesubio, en Islandia y cerca del Etna, y en general en los paises en que ha habido volcanes. En las montañas secundarias se le ha hallado asociado con el sulfato de cal ó en costras que cubren las sustancias de aluvion.

Digitized by Google

Azufre combinado. En las montañas primitivas se encuentran principalmente grandes cantidades de azufre combinado con diferentes metales, tales como el hierro, el cobre, el antimonio, el plomo y el mercurio. Entonces forma los compuestos designados con el nombre de *sulfuros naturales.* Se da particularmente el nombre de *piritas* á las diferentes variedades de sulfuro de hierro. Los antiguos le daban el nombre de *gran mineralizador*, porque se encuentra en la mayor parte de los minerales. Por último, combinado con el oxígeno, el azufre forma un ácido (ácido sulfúrico) que existe unido con ciertos óxidos metálicos y constituye sulfatos que se hallan muy esparcidos en la naturaleza. En este estado existe en el yeso, &c.

Algunas aguas minerales conocidas con el nombre de *aguas sulfurosas*, tales como las de Enghien, de Bareges, &c., tienen en disolucion una combinacion de azufre é hidrógeno (ácido sulfhídrico), que es la causa de su olor particular y de sus propiedades.

Azufre en el reino orgánico. El azufre se halla á veces en el número de los elementos de ciertas sustancias del reino orgánico: así ciertos fenómenos particulares manifiestan la presencia de este cuerpo en algunas semillas de la familia de las cruzadas. Muchas materias animales le contienen tambien, y le dejan desprender en estado de gas combinado con los demás productos de su putrefaccion.

Extraccion. Puede extraerse el azufre puro por procedimientos diferentes, segun que se le extrae de las tierras en donde existe en estado nativo, ó de ciertos sulfuros metálicos, y principalmente de los de hierro y de cobre.

En los paises volcánicos se le extrae de las tierras con las cuales está mezclado, por medio de la destilacion en vasijas de tierra cocida. Despues de haber llenado estas de pedazos de mineral del grosor del puño, se las cubre con una tapadera de barro que se embetuna exactamente. Se colocan estas vasijas unas al lado de las otras en un horno largo llamado galera, que comu-

Digitized by Google

nican por una abertura superior y lateral que sale del horno con otros pucheros oblongos, casi de la misma forma, que hacen el oficio de recipiente. Estos tienen en la parte inferior un agujero que da paso al azufre líquido que se condensa en ellos. Este último va á parar á una cubeta llena de agua fria, en donde no tarda en cuajarse en pedazos irregulares.

El azufre que se obtiene de este modo es impuro, pues contiene desde 10 hasta 15 por 100 de la materia térrea que ha llevado consigo.

En otro tiempo se le purificaba fundiéndole en una caldera de hierro colado, y cuando se habian depositado las materias térreas, se le echaba en moldes de abeto un poco humedecidos para darles la forma cilíndrica en que se le expendia en el comercio.

Purificacion del azufre por destilacion. En la actualidad se practica esta purificacion de un modo mas exacto y al mismo tiempo mas económico por el producto que se extrae. Se vuelve á destilar el azufre en bruto, calentándole en una caldera de hierro colado que tiene un capitel abovedado como una retorta, y la cual comunica por medio de un agujero con el interior de una vasta cámara con válvulas que se abren de dentro á fuera. El azufre convertido en vapor llega á la cámara y se condensa en estado sólido sobre sus paredes ó se liquida, y entonces se acumula en la parte mas inferior de la cámara, en donde se le puede sacar destapando una abertura.

Por medio de este procedimiento se obtiene azufre pulverulento ó en estado líquido, segun la capacidad de las cámaras y la cantidad de azufre que se destila en un tiempo determinado.

Azufre sublimado. Se debe lavar el azufre sublimado, conocido comunmente con el nombre de *flores de azufre*, para quitarle una corta cantidad de ácido sulfúrico que se forma en el interior de las cámaras por haberse quemado un poco de azufre. En este estado se le debe emplear en los laboratorios, en medicina y en farmacia.

Digitized by Google

Azufre en barras. Para preparar el azufre en barras basta amoldarle en cilindros de abeto mojado. Cualquiera que sea el procedimiento que se emplee para extraer este cuerpo, contiene siempre una corta cantidad de hidrógeno, la *cual asciende á veces hasta cerca de* 0,004 *de su peso.*

Extraccion del azufre de las piritas. En Suecia y en muchos puntos de Alemania se extrae todavía el azufre destilando en vasijas de gres las piritas marciales que estando en estado de bisulfuros de hierro, abandonan parte de su azufre por el calor; ó quemando las piritas en hornos particulares que tienen en su parte superior chimeneas largas y horizontales, en las cuales se condensa parte del azufre que no se ha quemado.

Propiedades. El azufre puro es sólido, de un hermoso color amarillo de limon, sin olor, insípido y muy quebradizo, pues basta el mas ligero choque para romperle y reducirle á polvo; es mal conductor del calórico y de la electricidad; comprimiendo en la mano un cilindro de azufre produce cierto ruido que proviene de la separacion de las partes que se han calentado; desarrolla un ligero olor por la frotacion y se constituye en un estado de electricidad negativa. Su densidad es de 1,990. Expuesto á la temperatura de + 107°, se vuelve fluido.

Su fusion. Si cuando su superficie empieza á solidificarse, se agujerea la corteza que se forma, y se decantan las partes interiores que aun están fluidas, se percibe una porcion de agujas prismáticas amarillas, dispuestas regularmente unas al lado de las otras.

Accion del calórico. Sometido á una temperatura mas elevada que la de su fusion y manteniéndole durante algun tiempo entre + 220° y + 250°, el azufre liquidado se espesa, se vuelve rojo amarillento y conserva cierta blandura aunque se le enfrie en agua. En este estado se deja amasar como la cera blanda, y puede servir para sacar los relieves de las medallas, de las monedas y de los sellos.

Todavía se ignora cuáles son los cambios que sobrevienen en el azufre reblandecido de esta manera;

Digitized by Google

pero se sabe que se puede sacar partido de esta propiedad en las artes, porque los modelos sacados de este modo se endurecen tanto al cabo de algunos dias que pueden servir de moldes.

Su volatilidad. Expuesto el azufre á un calor de + 316° se volatiliza enteramente produciendo un vapor de color anaranjado. Se puede probar esta propiedad destilando un poco de azufre en una retorta de vidrio cuyo pico termina en un globo de vidrio que contenga agua.

Accion del aire y del agua. El aire seco ó húmedo, á la temperatura ordinaria, no tiene accion sobre el azufre; sucede lo mismo al agua en la cual este cuerpo es enteramente insoluble.

Accion del oxígeno. El oxígeno no puede unirse con el azufre sino á una temperatura elevada. Resulta de esta combinacion que se forma siempre un compuesto gaseoso ácido con despendimiento de calor y una luz azulada. Si el oxígeno se halla en exceso, se quema todo el azufre sin dejar residuo. El aire tiene la misma accion por el oxígeno que contiene, solo que es menos viva la combustion.

Compuestos de azufre con el oxígeno. Se conocen cuatro compuestos de oxígeno y azufre, que son otros tantos ácidos particulares, á los que se debe colocar de este modo segun su cantidad de oxígeno:

1.° Acido sulfúrico;
2.° Acido hiposulfúrico;
3.° Acido sulfuroso;
4.° Acido hiposulfuroso.

El primero de estos compuestos se halla en la naturaleza combinado con un gran número de óxidos metálicos, pero jamás en estado libre ó accidentalmente. Los demás se forman en muchas circunstancias que daremos á conocer mas adelante.

Vamos á exponer primero las propiedades del ácí-

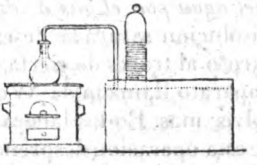
Digitized by Google

do sulfuroso, que es el único compuesto que se puede obtener por la combustion directa del azufre en el oxígeno, porque no pueden prepararse los demás sino por las reacciones de este.

Combustion del azufre. Cuando se quema azufre en una cantidad determinada de oxígeno, resulta de esta combustion gas ácido sulfuroso. Se halla que el volúmen de este gas es un poco mas pequeño que el volúmen del gas oxígeno, lo que es fácil comprobar quemando pedacitos de azufre en una campana encorvada debajo del mercurio, que contenga 100 partes de gas oxígeno. El ácido sulfuroso producido forma cuando menos las 97 á 98 centésimas partes del volúmen del gas oxígeno; pero generalmente se admite que esta disminucion proviene de la corta cantidad de hidrógeno que contiene el azufre, y que ha debido formar agua por la combustion. No tomando esto en consideracion, se admite que un volúmen de oxígeno debe formar un volúmen de gas ácido sulfuroso.

Preparacion del gas ácido sulfuroso. El gas ácido sulfuroso puede obtenerse por otros medios; uno de ellos consiste en quitar al ácido sulfúrico cierta cantidad de oxígeno. En este principio se ha establecido el procedimiento para prepararle puro en los laboratorios.

Se pone en un globo pequeño de vidrio una parte de mercurio con cinco á seis veces su peso de ácido sulfúrico concentrado, y despues de haber tapado el cuello con un tapon que tenga un tubo encorvado, el cual se introduce sobre la cuba de mercurio, se calienta un poco (*véase* el aparato siguiente).



Digitized by Google

El mercurio se oxida por la accion del calórico á expensas de una parte del ácido sulfúrico, y de aquí resulta gas ácido sulfuroso puro, que se desprende y que se le debe recoger debajo de campanas llenas de mercurio. El protóxido de mercurio formado se une con otra parte de ácido sulfúrico que no se ha descompuesto para formar protosulfato de mercurio, que queda en el globo bajo la forma de una masa blanca cristalizada.

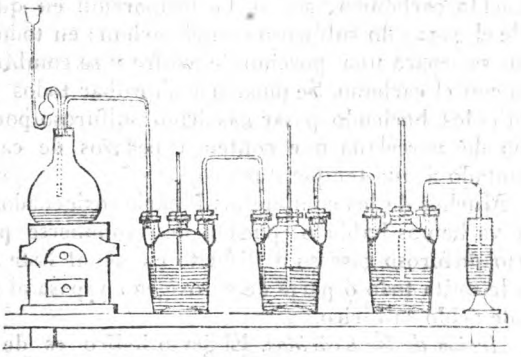
Propiedades. El ácido sulfuroso es un gas sin color, de olor fuerte desagradable que sufoca y excita la tos; en una palabra se parece al del azufre quemado; es impropio para la combustion y para la respiracion, enrojece la tintura de girasol y despues le quita poco á poco el color; su densidad es de 2,234; es indescomponible por solo el calor. Sometido á un frio de —20°, se liquida segun las observaciones de M. Buissy; en cuyo estado es un líquido sin color, de 1,430 de densidad, tan volátil que evaporándose en el aire puede hacer que baje el termómetro á —57.° Si se favorece su evaporacion, colocándole en el vacío debajo de la máquina neumática, produce un descenso de —68°. Se congela fácilmente una corta cantidad de mercurio contenido en una bola de vidrio, sumergiéndole en este ácido liquidado, y haciendo evaporar prontamente el ácido debajo del recipiente de la máquina neumática.

Accion del agua. El agua á la temperatura de +15° y á la presion ordinaria puede disolver treinta veces su volúmen de gas ácido sulfuroso, y adquirir de este modo un olor picante muy fuerte y un sabor ácido muy marcado.

Saturacion del agua por el gas ácido sulfuroso. Para preparar una disolucion saturada de este gas, se hace pasar ácido sulfuroso al través de cierta cantidad de agua colocada en un aparato llamado de Woulf, hasta que el agua rehuse disolver mas. En los laboratorios se egecuta económicamente esta operacion desprendiendo el gas ácido sulfuroso de una mezcla de carbon en polvo y de ácido

Digitized by Google

sulfúrico concentrado. El aparato que debe emplearse es el siguiente:



Se coloca en el globo una parte de carbon vegetal en polvo y tres á cuatro partes de ácido sulfúrico concentrado. Este globo comunica por medio de un tubo encorvado con tres frascos de Woulf de tres golletes: el primero solo contiene una corta cantidad de agua que sirve para lavar los gases que se desprenden y que podrian llevar consigo ácido sulfúrico; los otros están llenos hasta la mitad de agua destilada. En estos se disuelven los gases ácidos sulfuroso y carbónico formados durante la operacion. Siendo el ácido sulfuroso mas soluble en el agua, á medida que van llegando nuevas porciones de este gas, es desalojado el ácido carbónico.

Accion de los metaloideos sobre el gas sulfuroso. El gas ácido sulfuroso no tiene accion en frio sobre los cuerpos combustibles que hemos examinado: el cloro, el iodo y el bromo no tienen accion á ninguna temperatura si este gas está perfectamente seco; pero á una temperatura mas ó menos elevada, le descomponen otros muchos apoderándose de su oxígeno y dejando libre el azufre, ó combinándose en parte con él. De

Digitized by Google

este modo obran el hidrógeno y el carbono: el primero da orígen á agua, á un depósito de azufre y á cierta cantidad de ácido sulfhídrico, si el hidrógeno se halla en exceso; el segundo produce gas óxido de carbono ó gas ácido carbónico, segun la proporcion en que se halle el gas ácido sulfuroso con el carbon; en todos los casos se separa una porcion de azufre y se combina la otra con el carbono. Se pueden comprobar todos estos resultados haciendo pasar gas ácido sulfuroso por un tubo de porcelana que contenga pedazos de carbon calentado á una temperatura roja.

Muchos de los compuestos binarios oxigenados, de que ya hemos hablado, pueden descomponerse por el ácido sulfuroso gaseoso ó disuelto en agua. Este último le quita todo ó parte de su oxígeno y pasa al estado de ácido sulfúrico.

Accion de los oxácidos. El ácido iódico es de este número, su oxígeno se combina con el ácido sulfuroso y forma ácido sulfúrico, y el iodo queda en libertad. El vapor de ácido hipoazóico puesto en contacto con el gas ácido sulfuroso, se descompone; cede una parte de su oxígeno al ácido sulfuroso para hacerle pasar al estado de ácido sulfúrico, y vuelve él mismo al de deutóxido de azoe.

Se comprueban estos resultados haciendo pasar deutóxido de azoe á un globo medio lleno de gas oxígeno y de gas ácido sulfuroso. Inmediatamente que el deutóxido de azoe ha llegado al globo, se forman vapores rojizos de ácido hipoazóico que desaparecen muy pronto y son reemplazados por vapores blancos, que si están húmedos los gases, se precipitan sobre las paredes del globo y se adhieren á él bajo la forma de agujas cristalinas. Estos cristales resultan de la combinacion del ácido sulfúrico formado con cierta cantidad de ácido azooso. Cuando se los pone en contacto con el agua, se disuelve el ácido sulfúrico y el ácido azooso se descompone en deutóxido de azoe que se desprende, y en ácido azóico que se disuelve en el agua.

Composicion. Se puede deducir rigurosamente la

Digitized by Google

composicion del gas ácido sulfuroso de su densidad, considerando que está formado de un volúmen de oxígeno igual al suyo. Por consiguiente, rebajando 1,1026 densidad del gas oxígeno, de 2,2340 densidad del gas ácido sulfuroso, se tiene 1,1314 para el peso del azufre, de donde se sigue que este ácido está formado en peso por ciento de

Azufre....	50,14	1 átomo.
	ó	
Oxígeno...	49,86	2 átomos.
	100,00	

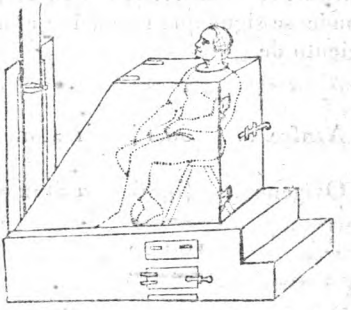
Su fórmula $=SO^2$.

Usos. El ácido sulfuroso en estado de gas tiene muchas aplicaciones útiles. Se le emplea en las artes para el blanqueo de las lanas, de los tejidos de seda ó de paja; y entonces obra por su afinidad con el oxígeno, pues se apodera del que contienen las materias colorantes. Se usa tambien el gas ácido sulfuroso para apagar el fuego en los casos de incendios en las chimeneas y en las estufas; con este objeto se echan en el hogar muchos puñados de azufre, y se cierra lo mas exactamente que sea posible la abertura inferior de la chimenea ó de la estufa. El azufre al quemarse produce gas ácido sulfuroso que desaloja poco á poco el aire, de modo que se apaga la materia que se quema por estar sumergida en un medio incapaz de sostener la combustion.

Fumigaciones sulfurosas. En medicina se le ha propuesto en el tratamiento de la sarna y de algunas otras enfermedades cutáneas. Este tratamiento, muy sencillo y poco costoso, se practica exponiendo el cuerpo de los enfermos al vapor de azufre que se quema, y evitando que el enfermo respire el gas ácido sul-

Digitized by Google

furoso. La figura siguiente representa uno de estos aparatos empleados en el hospital de S. Luis.



Estas cajas fumigatorias, imaginadas por M. Gales, farmacéutico de París, han sido perfeccionadas por D'Arcet, que las ha hecho mas cómodas y mas fáciles de usar. Segun las ideas y los principios de este sabio químico, se han construido las que existen en los hospitales y en muchas enfermerías particulares de París: tienen la ventaja de poder servir para administrar las fumigaciones de vapor de agua ó de plantas aromáticas, y las de otros gases ó vapores. Segun las dimensiones que se dé á estos aparatos, pueden emplearse al mismo tiempo en el tratamiento de uno ó muchos enfermos.

Segun los informes dados, bastan diez fumigaciones en el tratamiento de una sarna simple, y el coste de estas fumigaciones no pasa en París de 50 céntimos por cada enfermo distribuidos del modo siguiente: término medio, 10 céntimos para el azufre y 40 céntimos por el combustible de carbon.

Este medio curativo es muy económico, y tiene además la ventaja de no ensuciar el cuerpo con pomadas ó preparaciones mas ó menos desagradables.

Digitized by Google

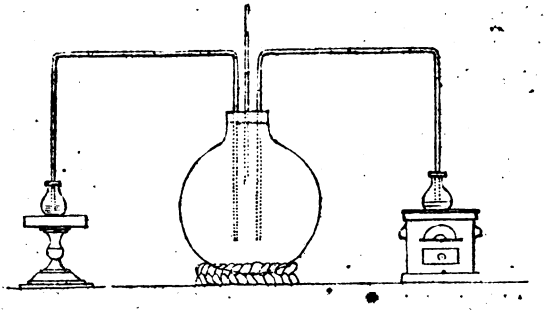
La medicina veterinaria encontraria quizá un medio poderoso para el tratamiento de la sarna de los animales domésticos aplicando este procedimiento. Bajo el mismo principio se podria construir á poco coste cajas en que solo se expusiese á la accion del gas ácido sulfuroso el cuerpo de los animales. Los veterinarios prácticos deberán hacer estos ensayos, que quizá no dejarán de producir buenos resultados.

ÁCIDO SULFÚRICO.

Al principio se obtuvo este ácido, conocido mucho tiempo aunque en estado impuro, destilando el protosulfato de hierro desecado, al que se le designaba entonces con el nombre de *vitriolo*. De aquí tomó orígen el nombre de *ácido vitriólico* que recibió este ácido, y el mas impropio aun de *aceite de vitriolo*, á causa de su aspecto oleaginoso. Todavía se sigue en Alemania este procedimiento, en donde se le fabrica para ciertas industrias. El que se sigue en Francia y en la mayor parte de Europa es diferente; se funda en la reaccion recíproca del gas ácido sulfuroso y del vapor del ácido hipoazóico en contacto con el agua, como lo hemos dicho al hablar del ácido sulfuroso.

Se puede demostrar con experimentos la teoría de la fabricacion del ácido sulfúrico, haciendo llegar á un globo grande lleno de aire, y que contenga una pequeña capa de agua, por un lado ácido sulfuroso y por otro deutóxido de azoe (*véase* la figura siguiente).

Digitized by Google



Luego que el deutóxido de azoe ha llegado al globo, se trasforma por el oxígeno del aire en ácido hipoazóico, que aparece bajo la forma de vapores rutilantes; este ácido hipoazóico, cede inmediatamente una porcion de su oxígeno al gas ácido sulfuroso, y de aquí resultan ácido azooso y ácido sulfúrico. Estos dos productos se unen con cierta cantidad de agua, y forman una multitud de cristales en forma de agujas blancas que caen en el fondo del agua y se adhieren en parte á las paredes del globo; estos cristales en contacto con un exceso de agua se descomponen despues, el ácido sulfúrico que contienen se disuelve, y el ácido azooso separado de su combinacion con este último, no pudiendo existir solo, se trasforma en deutóxido de azoe y en ácido hipoazóico que se desprenden. El primero de estos compuestos no tarda en reaccionar sobre el oxígeno del aire, y volviendo á pasar al estado de ácido hipoazóico, trasforma una nueva cantidad de gas ácido sulfuroso en ácido sulfúrico, como lo hemos esplicado antes. Estos fenómenos se manifiestan sucesivamente mientras no se haya absorbido todo el oxígeno del aire, y se concibe que es posible, como lo ha comprobado Mr. Clément, trasformar mucho gas ácido sulfuroso en ácido sulfúrico, con una corta

Digitized by Google

cantidad de deutóxido de azoe y suficiente cantidad de aire renovado.

Se funda esta teoría en la análisis que han hecho diferentes químicos, de los cristales que se forman en esta circunstancia. Segun Mr. Gaultier de Claubry, estos cristales estarian formados de 5 átomos de ácido sulfúrico, 2 átomos de ácido azooso y 4 átomos de agua, ó por 100: ácido sulfúrico 64,08, ácido azooso 24,42, y agua 11,50.

La fabricacion del ácido sulfúrico en las artes se funda en los principios que acabamos de exponer. Se extrae por dos procedimientos: 1.º calcinando una mezcla de azufre y azoato de potasa; 2.º haciendo obrar sobre el gas ácido sulfuroso, ya los vapores de ácido azóico, ya el deutóxido de azoe producido por ciertas reacciones químicas que le dejan desprender.

En el nuevo procedimiento por el intermedio de los vapores de ácido azóico, este ácido, segun Mr. de la Provostaye, cede una parte de su oxígeno al ácido sulfuroso para hacerle pasar al estado de ácido sulfúrico. Desde el momento en que se ha reducido al estado de ácido hipoazóico, obra como el ácido hipoazóico que proviene del deutóxido de azoe y del oxígeno del aire en el procedimiento antiguo, es decir, que á su vez cede oxígeno al ácido sulfuroso y le toma del aire; pero este cambio exige la intervencion del ácido sulfúrico y del agua. El agua hace dos papeles distintos: obra directamente para poner mas íntimamente en contacto el ácido sulfuroso y el ácido hipoazóico, y favorece de este modo la oxidacion del primero por una parte del oxígeno del segundo; pero no es este aquí su principal papel, porque esta reaccion es lenta: obra mas eficazmente de otra manera juntamente con el ácido sulfúrico. Este determina la formacion rápida de los cristales blancos que el agua descompone inmediatamente en ácido sulfúrico hidratado y en ácido azooso ó deutóxido de azoe (*Anales de Química y Física*, tomo LXXIII, p. 383, 1840).

Por el antiguo procedimiento se expone á la ac-

Digitized by Google

cion del calor una mezcla de ocho partes de azufre y una parte de azoato de potasa, y hay combustion viva. El ácido azóico cede una parte de su oxígeno al azufre, y le convierte en ácido sulfúrico que se une con la potasa para formar sulfato de potasa fijo. El deutóxido de azoe que de aquí resulta, pasa al estado de ácido hipoazóico por el contacto del aire; siendo mucho mayor la cantidad de azufre empleado que la del azoato de potasa, arde al aire libre y se trasforma de este modo en gas ácido sulfuroso. Luego se hallan reunidas todas las condiciones necesarias para la formacion del ácido sulfúrico, si los productos gaseosos se hallan en contacto con cierta cantidad de agua.

Preparacion del ácido sulfúrico en cámaras de plomo. Durante mucho tiempo se ha preparado el ácido sulfúrico por este medio, haciendo quemar azufre y nitro en grandes globos, cuyas paredes estaban húmedas; pero por este medio solo se podian obtener pequeñas cantidades de ácido. En la actualidad que está mas generalizado el uso de este ácido y que ha llegado á ser objeto de un comercio considerable, se practica esta combustion quemando grandes cantidades de azufre y nitro en una basta cámara cuatrangular forrada de láminas de plomo. Esta cámara debe tener cuando menos de cinco á seis metros de larga, por ocho á diez metros de ancha y diez metros de alta. Se compone de láminas de plomo soldadas por sus bordes y adheridas á una armadura exterior que está aislada, como una jaula, á 1^m 40 del suelo, y casi á la misma distancia de las paredes, de modo que se la pueda visitar por todas partes, y reconocer los agujeros que podrian formarse. El suelo de la cámara está ligeramente inclinado, á fin de poder extraer el ácido por medio de llaves de plomo, ó de un sifon.

Se coloca la mezcla de azufre y azoato de potasa sobre una plancha de hierro colado que tiene un reborde, y está situada á corta distancia del fondo de la cámara. Esta plancha descansa sobre un horno colocado debajo. Se puede comunicar fácilmente con esta

Digitized by Google

plancha por medio de una puerta con tapa de corredera que se halla en una de las paredes laterales, por cuya abertura se puede introducir la mezcla y extraer el residuo de la combustion. Se renueva el aire de la cámara por medio de una válvula colocada en la *pared opuesta*; y por último, se ve el estado de la combustion por una ventanita con su vidrio que existe en la puerta. De este modo se pueden quemar nuevas mezclas hasta que el agua esté suficientemente cargada de ácido concentrado. Cuando se ha llegado á este punto, es decir, cuando el ácido sulfúrico que se ha condensado en el agua de la cámara marca cerca de 40° en el pesa ácido, se le extrae por la llave ó el sifon de plomo.

Concentracion. Este ácido está muy lejos de estar puro, pues contiene gran cantidad de agua, un poco de ácido sulfuroso y ácido azóico, y por último un poco de sulfato de plomo que se ha formado durante la operacion. Se le concentra evaporándole en calderas de plomo hasta que marque cerca de 55°. Por medio de esta concentracion se desprende mucha agua y todo el ácido sulfuroso. Entonces se le introduce en retortas de vidrio, ó lo que es preferible á causa de la fragilidad de estas vasijas, en un alambique de platina con capitel del mismo metal que comunica con un recipiente de plomo. Este recipiente sirve para condensar los vapores que siempre llevan consigo cierta cantidad de ácido sulfúrico. En este último aparato se concentra el ácido hasta 66°; si entonces se continuase calentando, se destilaria, es decir, que no se le podria quitar el agua con que está combinado. Se le extrae aun caliente de la cucúrbita por medio de un sifon de platina que se enfria manteniéndole dentro de un tubo por el que pasa una corriente de agua fria, y se le guarda en botellas grandes de barro para expenderle en el comercio.

Rectificacion del ácido sulfúrico por destilacion. El ácido sulfúrico obtenido de este modo está todavía impuro, aunque en este estado puede servir en un gran

Digitized by Google

número de operaciones manufactureras y farmacéuticas; pero cuando se le emplea en los experimentos de los laboratorios de química y principalmente para las investigaciones analíticas, se le debe privar de la pequeña cantidad de sulfato de plomo que contiene y de las sales que se hallan naturalmente en el agua que ha servido para prepararle; se le purifica por destilacion. Esta operacion exige que se observen algunas precauciones, y se ejecuta colocando en una retorta de vidrio cubierta con una capa de luten térreo, cierta cantidad de ácido sulfúrico del comercio. Se introducen en la panza algunos pedazos de vidrio, ó mejor pedacitos de alambre de platina arrollados sobre sí mismo, á fin de impedir los saltos que acaecen durante la ebullicion del ácido y que podrian romper la retorta. Despues de haber dispuesto todo esto, se la coloca sobre un triángulo de hierro, en un hornillo de reverbero, y se introduce su cuello directamente en un globo de gollete; no es necesario unir las dos vasijas con tapones y luten, porque los vapores de ácido no tardarian en convertirlos en carbon. Basta la yuxtaposicion y no se necesita enfriar el globo porque los vapores se condensan con facilidad. Se deben desechar las primeras porciones destiladas porque pueden contener algunos restos de ácido azóico. Esta operacion exige mucho cuidado en el modo de arreglar el fuego.

Procedimiento segundo. En algunas fábricas se prepara ahora el ácido sulfúrico quemando azufre en cámaras de plomo é introduciendo en ellas vapores de ácido azóico y agua, ó utilizando el gas deutóxido de azoe que se forma tratando el almidon ó el melote por el ácido azóico. Por este último procedimiento se obtiene no solo ácido sulfúrico sino tambien ácido oxálico, que resulta de la accion del ácido azóico sobre las sustancias indicadas anteriormente.

Propiedades. El ácido sulfúrico preparado y purificado por los procedimientos que hemos descrito, contiene siempre agua, cuya cantidad se eleva á cerca de 18 por 100, y de la que no se le puede privar por

Digitized by Google

el calor. Por consiguiente se le puede considerar como un ácido hidratado de proporciones definidas que contienen un átomo de ácido y otro de agua. En estado de pureza es un líquido sin color, sin olor, viscoso, que tiene una densidad que es igual á 1,870; presenta la viscosidad del aceite, y posee una acidez tan marcada que basta una gota para dar sabor ácido á una gran masa de agua. Es muy grande su accion sobre los tejidos orgánicos; los desorganiza inmediatamente, ya convirtiéndolos en carbon ó ya trasformándolos en otros cuerpos solubles. Así, aunque se administre este ácido á dosis muy pequeñas, obra como un veneno cáustico de los mas violentos, determinando la muerte en medio de horribles angustias.

Accion del calórico. Expuesto á la accion del calórico, el ácido sulfúrico puede entrar en ebullicion á $+310^{0}$, y reducirse á vapores blancos espesos que sería muy peligroso respirar. En esta propiedad se funda su purificacion. Sometido á un frio de -10 á -12^{0}, se congela y cristaliza.

Digitized by Google

TABLA *que indica la densidad de las diferentes mezclas de agua y ácido á 66°, sus grados y las proporciones correspondientes de ácido anhidro y de ácido acuoso ó hidratado á 66°.*

Densidades.	*Grados en el areómetro.*	*Proporcion de ácido anhidro en 100 partes.*	*Proporcion de ácido azooso en 100 partes.*
1844	66	81,67	100
1717	60	67,25	84,34
1618	55	60,70	74,32
1603	54	59,31	72,70
1586	53	58,13	71,07
1566	52	56,60	69,30
1550	51	55,56	68,03
1532	50	54,27	66,45
1515	49	52,57	64,37
1500	48	51,29	62,80
1482	47	50,08	61,32
1454	45	47,19	58,02
1375	40	41,17	50,41
1260	30	29,83	36,51
1210	25	24,60	30,12
1162	20	19,61	24,01
1114	15	14,20	17,39
1076	10	09,58	11,73
1023	05	05,39	06,60

Accion del aire. Puesto en contacto con el aire atmosférico, absorbe pronto la humedad que contiene y aumenta de peso. Se saca partido de esta propiedad para desecar el aire ó los gases y para concentrar los líquidos en el vacío, colocándolos al lado de una vasija que con-

Digitized by Google

tenga ácido sulfúrico concentrado. Este último absorbe los vapores segun se ván formando.

Accion del agua. El agua y el ácido sulfúrico tienen tanta afinidad entre sí que en el momento en que se los mezcla se desprende una gran cantidad de calórico. Si se vierte lentamente el ácido en el agua, cae en el fondo como un jarabe y no puede combinarse con el agua sino se le menea. La cantidad de calórico desarrollado por esta mezcla depende de la proporcion del ácido con el agua. Una parte en peso de ácido y otra parte de agua elevan la temperatura á + 80°; con una parte de agua y cuatro de ácido se eleva la mezcla á + 104°.

Descomposicion por el calórico. Un calor muy fuerte descompone el ácido sulfúrico, le trasforma en gas ácido sulfuroso y en gas oxígeno en la razon de 2:1. Se puede probar esta descomposicion colocando un tubo de porcelana muy estrecho en un hornillo de reverbero é inclinándole un poco: se pone en comunicacion la parte mas elevada con una retorta pequeña que contenga ácido sulfúrico concentrado, y la otra extremidad con un tubo encorvado que va á terminar debajo de la cuba de mercurio; si despues de haber calentado el tubo hasta el rojo blanco, se hace pasar por el ácido sulfúrico en vapor, se recoge en la otra extremidad debajo de campanas llenas de mercurio, un gas compuesto, cada 100 partes; de 66,6 de ácido sulfuroso y 33,3 de oxígeno. Se determina fácilmente esta relacion poniendo el producto en contacto con un poco de agua que disuelve todo el gas ácido sulfuroso y deja libre el gas oxígeno.

Accion sobre los metaloideos. En general el ácido sulfúrico no tiene accion sobre los cuerpos combustibles sino á una temperatura elevada ó á un grado de calor inmediato á su ebullicion; unas veces cede todo ó parte de su oxígeno y da orígen á diversos productos segun las cantidades de ácido y de los cuerpos puestos en contacto. A una temperatura intermedia entre + 100° y + 310°, el ácido sulfúrico reacciona sobre la mayor

Digitized by Google

parte de los cuerpos combustibles sólidos; les cede una parte de su oxígeno y pasa al estado de ácido sulfuroso. De este modo obra sobre el carbono, el fósforo y el azufre. Con los dos primeros se obtiene gas ácido carbónico y gas ácido sulfuroso, y ácido fosfórico y gas ácido sulfuroso. El azufre por medio del calor quita al ácido sulfúrico parte de su oxígeno y le hace pasar al estado de gas ácido sulfuroso pasando él mismo á dicho estado; por consiguiente se ve que en este último caso se debe obtener la mitad mas de gas ácido sulfuroso que con los dos primeros, que para acidificarse, quitan precisamente esta cantidad de oxígeno al ácido sulfúrico.

El cloro, el iodo y el bromo no tienen accion sobre el ácido sulfúrico; á la temperatura roja, descompondrian el agua combinada con este ácido y pasarian al estado de hidrácidos.

Accion de los metales. Muchos metales obran sobre el ácido sulfúrico como el carbono y el fósforo, y le convierten en ácido sulfuroso absorbiendo cierta cantidad de oxígeno. De este número son el mercurio, la plata, el cobre &c. Estos metales se oxidan á expensas del oxígeno de una parte del ácido sulfúrico, y se trasforman en sulfatos uniéndose despues á la otra parte del ácido sulfúrico no descompuesto. El procedimiento para obtener gas ácido sulfuroso puro en los laboratorios se funda en esta reaccion.

Además del ácido sulfúrico hidratado, cuya preparacion y principales propiedades acabamos de exponer, se halla aun este ácido bajo otras dos formas que tenderian á hacerle considerar como diferente del primero.

Al empezar á hacer la descripcion de las propiedades del ácido sulfúrico hemos dicho que este ácido, cuando se le prepara en las artes por los procedimientos que hemos indicado, estaba combinado con cierta cantidad de agua de la cual era imposible privarle directamente. Le hemos estudiado en este estado de liquidez tal como se halla en el comercio. Se le conoce aun bajo otros dos estados: 1.º sólido y cristalizado; entonces se halla sin agua, puro y presenta propiedades

Digitized by Google

diferentes: 2.º bajo la forma de un líquido muy volátil que humea al aire, tal como se le obtiene por la destilacion del proto-sulfato de hierro; entonces es una mezcla de ácido puro, de ácido sulfúrico comun y de una corta cantidad de ácido sulfuroso.

Acido humeante de Nordhausen. Durante mucho tiempo se ha desconocido la verdadera composicion de este ácido que se extraia destilando del sulfato de hierro, y solo se le conocia en el comercio bajo el nombre de *ácido sulfúrico glacial*, ó *ácido humeante de Nordhausen*, porque en dicha ciudad se le fabricaba en grande y de allí se le exportaba para los usos del comercio.

Al principio se consideró á este ácido como ácido sulfúrico ordinario mas concentrado, cargado de ácido sulfuroso, despues como una combinacion de ácido sulfuroso y ácido sulfúrico, y por último como un ácido particular intermedio entre estos dos ácidos; pero Mr. Bussy ha probado por experimentos directos que las propiedades particulares de este ácido humeante provenian del ácido sulfúrico seco, anhidro, mezclado con el ácido sulfúrico hidratado ordinario.

Acido sulfúrico anhidro. Se puede obtener este ácido sulfúrico seco, calentando lentamente el ácido humeante de Nordhausen, y haciendo pasar el vapor que exhala á un tubo largo enfriado, en donde se precipita bajo la forma de cristales blancos. Este ácido sulfúrico anhidro es sólido á la temperatura ordinaria, se funde á + 25° y se evapora inmediatamente. Se le puede hacer cristalizar bajando la temperatura, y entonces se presenta en agujas blancas sedosas; expuesto al aire, produce muchos vapores absorbiendo la humedad, y se convierte en ácido sulfúrico acuoso; cuando se le ha liquidado por una ligera elevacion de temperatura, su densidad es = 1,970; puesto en contacto con el agua, se combina de pronto desprendiendo mucho calórico, y produciendo un ruido semejante al que se percibe metiendo repentinamente en agua un hierro enrojecido. Mr. Bussy ha comprobado que se descompone por un calor fuerte en gas ácido sulfuroso y en gas

Digitized by Google

oxígeno; que podia disolver el iodo y el azufre, tomando color azul ó verde, y que vertiendo agua en estas disoluciones se apoderaba del ácido, y precipitaba los cuerpos que estaban disueltos, sin que hubiesen sufrido alteracion. El mismo químico ha demostrado que haciendo pasar cierta cantidad de este ácido en vapores sobre barita calentada, se obtenia una sal que representaba con bastante exactitud el peso del ácido y de la barita empleada, lo cual tiende á probar la falta de agua en este ácido. Este experimento apoya la opinion emitida por Mr. Dulong, antes del trabajo de Mr. Bussy, que tiende á considerar á estos cristales como compuestos de ácido sulfúrico unido con una corta cantidad de agua.

Todavía no se ha podido extraer el ácido sulfúrico anhidro sino del ácido sulfúrico humeante de Nordhausen, ó destilando algunos otros sulfatos metálicos. En estos productos existe en proporciones diversas, y está mezclado con el ácido sulfúrico ordinario y con una porcion de ácido sulfuroso. Se emplea principalmente este ácido misto en los tintes para disolver el añil, y quizá es este el único uso á que está destinado; en todas las demás circunstancias se usa el ácido sulfúrico preparado en cámaras de plomo.

Composicion. Se puede deducir la composicion del ácido sulfúrico seco de los volúmenes de gas ácido sulfuroso y oxígeno que se obtienen descomponiéndole por el calor, ó como lo ha practicado Mr. Berzélius, convirtiendo ciertos sulfuros metálicos en sulfatos por la accion del ácido azóico hirviendo.

Este ácido anhidro se compone de

Azufre. . .	40,14	1 átomo.
	ó	
Oxígeno. .	59,86	3 átomos.
	100,00	

Su fórmula $=SO^3$

Digitized by Google

Usos. El ácido sulfúrico comun ó hidratado tiene numerosos usos en las artes. Sirve para obtener la mayor parte de los demás ácidos, separándolos de los óxidos con que están combinados. Uniéndose con los óxidos metálicos produce un género de sales, muchas de las cuales se emplean en el comercio.

En farmacia el ácido sulfúrico tiene infinitos usos; por su reaccion sobre los elementos del alcohol se obtiene el éter sulfúrico, y entra en la composicion de muchos medicamentos, ya en estado libre, ya en combinacion. La accion que ejerce sobre los tejidos orgánicos hace que se le emplee exteriormente como un cáustico poderoso; dilatado en gran cantidad de agua, constituye una bebida acídula, refrigerante, que conviene en muchos casos.

ÁCIDO HIPOSULFÚRICO.

Preparacion. MM. Gay-Lussac y Welter han descubierto este ácido en 1818. Es uno de los resultados de la accion del ácido sulfuroso sobre el peróxido de manganeso. Se le obtiene haciendo pasar una corriente de gas ácido sulfuroso al través de agua que tenga en suspension peróxido de manganeso en polvo. Este último cede una parte de su oxígeno al ácido sulfuroso, y le hace pasar al estado de ácido sulfúrico y de ácido hiposulfúrico, que se combinan con el protóxido de manganeso. Por consiguiente el producto de esta reaccion es sulfato é hiposulfato de manganeso, que quedan disueltos en el agua. Se vierte en esta disolucion agua de barita en exceso, que precipita el protóxido de manganeso uniéndose con los ácidos sulfúrico é hiposulfúrico; pero como el sulfato de barita es insoluble, se separa mezclado con el protóxido de manganeso. Por consiguiente el hiposulfato de barita se halla solo disuelto con el esceso de barita; se le aisla del precipitado filtrándole, y se hace pasar por

Digitized by Google

el licor filtrado una corriente de gas ácido carbónico que separa el exceso de barita en estado de subcarbonato insoluble, y deja disuelto al hiposulfato de barita puro; vertiendo poco á poco sobre éste cantidad suficiente del ácido sulfúrico, se precipita toda la barita en estado de sulfato insoluble, que se recoge sobre un filtro ó por decantacion; el nuevo licor clarificado que se obtiene no consiste mas que en una disolucion de ácido hiposulfúrico en agua. Se la puede concentrar colocándola debajo del recipiente de la máquina neumática, al lado de una vasija llena de ácido sulfúrico, limitando sin embargo esta operacion hasta que la densidad del ácido sea de 1,347, pues pasado este término se descompondria.

Propiedades. El ácido hiposulfúrico preparado de este modo es un líquido sin color, sin olor, y de sabor ácido fresco; enrojece mucho el girasol. Su disolucion acuosa no precipita las de barita, las de cal, ni de estronciana. Expuesto á la accion del calor, se descompone en ácido sulfuroso que se desprende, y en ácido sulfúrico que queda combinado con el agua; por esta propiedad no se le puede evaporar directamente. Cuando su densidad pasa de 1,347, experimenta la misma alteracion en el vacío, debajo del recipiente de la máquina neumática.

Accion del cloro y del ácido azóico. El cloro y el ácido azóico concentrado no le alteran en frio; en caliente le trasforman en ácido sulfúrico.

El ácido hiposulfúrico goza de una propiedad notable que le distingue de los demás ácidos de azufre, y particularmente de los ácidos sulfúrico y sulfuroso: esta propiedad consiste en que forma sales solubles con los óxidos de bario, de estroncio, de plomo, y en general con todos aquellos que producen compuestos insolubles con el ácido sulfúrico y sulfuroso.

Composicion. MM. Gay-Lussac y Welter han determinado la composicion de este ácido de la análisis del hiposulfato de barita anhidro y de la cantidad de sulfato que esta sal puede formar. Segun su experi-

Digitized by Google

mento, el ácido hiposulfúrico está formado de

Azufre.....	44,59	2 átomos.
Oxígeno.....	55,41	5 átomos.
	100,00	

Su fórmula $= S^2O^5 = SO^2 + SO^3$.

ÁCIDO HIPO-SULFUROSO.

Preparacion. No puede obtenerse directamente este ácido, y se forma en muchas circunstancias: 1.º cuando se hace hervir una disolucion de bisulfito de potasa ó de sosa con flores de azufre; 2.º cuando se dejan expuestos al aire los sulfuros alcalinos disueltos. En el primer caso se disuelve una porcion de azufre y se combina con los elementos del ácido sulfuroso convirtiéndole en ácido hiposulfuroso que queda combinado con la potasa ó la sosa, y constituye un hiposulfito. En el segundo caso el aire por su oxígeno se dirige poco á poco sobre el azufre y el metal. Estos cuerpos están oxidados, y de aquí resulta un hiposulfito soluble.

Preparacion. Para obtener este ácido se pueden emplear dos medios: Langlois, profesor de química en Estrasburgo, indicó el primero en 1840, y consiste en descomponer una disolucion de hiposulfito de potasa por el ácido perclórico disuelto; se forma perclorato de potasa poco soluble, y se extrae el ácido hiposulfuroso concentrando á un calor suave el licor filtrado, ó mejor en el vacío debajo de la máquina neumática.

El segundo procedimiento publicado casi en la misma época por M. Persoz, consiste en precipitar una disolucion de hiposulfito de sosa ó de potasa por el acetato de plomo, en recoger el hiposulfito de plomo

Digitized by Google

insoluble que se ha formado, y en descomponerle despues de haber diluido su agua por una corriente de gas sulfhídrico. Filtrado el líquido ácido que proviene de esta descomposicion, se le debe evaporar con las mismas precauciones que en el procedimiento anterior.

Propiedades. El ácido hiposulfuroso se presenta bajo la forma de un líquido de la consistencia de jarabe, sin color, sin olor y de sabor ácido y amargo. Enrojece mucho la tintura de girasol. Calentado á $+40^{o}$, se descompone dejando precipitar azufre con desprendimiento de gas ácido sulfuroso.

Accion de los ácidos. El ácido humeante, el ácido sulfúrico hidratado y el ácido azóico le descomponen; sucede lo mismo á los ácidos cloroso y clórico. Segun M. Persoz, estos ácidos obran sobre el ácido hiposulfuroso dejando en libertad parte del azufre y trasformando el ácido sulfuroso en ácido sulfúrico.

Accion de las sales. Las sales de peróxido de hierro puestas en contacto con la disolucion de ácido hiposulfuroso, se reducen al estado de sales de protóxido. Las sales de protóxido de bario, de estroncio y de plomo, forman precipitados blancos en la disolucion de ácido hipo-sulfuroso, las sales de plata un precipitado amarillo que pasa á pardo, y las sales de mercurio un precipitado blanquecino.

Composicion. Aunque no se ha hecho directamente la análisis de este ácido, se ha deducido la relacion de sus elementos de la análisis de los compuestos que forma con los óxidos metálicos. Segun estas consideraciones, está compuesto de

Azufre.....	65,80	1 átomo.
	ó	
Oxígeno.....	34,20	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = SO.

Digitized by Google

M. Persoz le considera formado de un átomo de ácido sulfuroso unido á un átomo de azufre $= SO^2 + S$, análogo al ácido sulfúrico, cuya fórmula sería $SO^2 + O$.

COMPUESTO DE AZUFRE É HIDRÓGENO.

(1.º *Acido sulfhídrico.* 2.º *Hidruro de azufre.*)

El azufre y el hidrógeno no pueden unirse á la temperatura ordinaria; pero si se los expone á una temperatura roja, haciéndolos pasar á un tubo de porcelana, pueden combinarse en parte y producir un compuesto gaseoso, designado con el nombre *de gas sulfhídrico.*

Se forma este compuesto gaseoso siempre que se pone azufre en contacto con el gas hidrógeno naciente. Estas sustancias se hallan reunidas en muchas reacciones y descomposiciones químicas.

Preparacion. En los laboratorios se obtiene este gas por muchos procedimientos: 1.º tratando el sulfuro de antimonio por el ácido clorhídrico concentrado; 2.º haciendo obrar una mezcla de agua y ácido sulfúrico.

Procedimiento primero. En el procedimiento primero el gas está puro y se prepara echando en un globo pequeño protosulfuro de antimonio en polvo con cinco ó seis veces su peso de ácido clorhídrico, y recogiendo los gases que se desprenden debajo de campanas llenas de mercurio. Para esto se usa del aparato que se halla representado en la pág. 176. Es fácil concebir las reacciones: el ácido clorhídridrico que se compone de hidrógeno y cloro se descompone por el proto-sulfato de antimonio que contiene azufre y antimonio. El hidrógeno del ácido clorhídrico se combina con el azufre para formar gas sulfhídrico que se desprende, mientras que por otro lado el cloro y el antimonio se unen para producir protocloruro de antimonio, que es mas fijo y constituye el residuo del globo.

Digitized by Google

Procedimiento segundo. En este procedimiento el gas sulfhídrico está mezclado con cierta cantidad de hidrógeno libre. Por lo demás es muy sencilla la preparacion de este gas; se pone en el globo protosulfuro de hierro en pedacitos del grosor de un guisante con cuatro partes de ácido sulfúrico dilatado en la mitad de agua, ó bien se vierte poco á poco el agua y el ácido sulfúrico; y producen una viva efervescencia. El protosulfuro de hierro que cuando está solo no puede descomponer el agua, la descompone cuando se halla en presencia del ácido sulfúrico, que por su afinidad tiende á unirse con el óxido de hierro que debe formarse. Así se separan los dos elementos del agua; el oxígeno se dirige sobre el hierro y el hidrógeno sobre el azufre. El protóxido de hierro se une con el ácido sulfúrico y produce protosulfato de hierro que se vuelve á hallar disuelto en el globo.

El hidrógeno libre que acompaña al gas sulfhídrico preparado por este último medio, proviene ó de algunas partículas de hierro no combinadas con el azufre, ó lo que es mas verosímil, de una porcion de gas descompuesto durante la operacion, ó en fin de que una parte del protosulfuro se habia trasformado en persulfuro quitando una porcion de azufre á otra cantidad de protosulfuro.

Propiedades. El ácido sulfhídrico no tiene color como el aire; su olor es fuerte y desagradable parecido al de los huevos podridos; su densidad es de 1,1912; es impropio para la combustion y causa la muerte, aun á pequeñas dosis, á los animales que le respiran. Es tan deletéreo que solo basta $\frac{1}{1500}$ en el aire para matar un pájaro, $\frac{1}{800}$ para hacer perecer un perro de mediana altura, y $\frac{1}{250}$ para dar la muerte á

Digitized by Google

un caballo. Puede producir este resultado aunque no se ponga este gas en contacto con la superficie de los vasos aéreos y del pulmon, pues segun las observaciones de MM. Chaussier y Nysten, basta que esté en contacto con la superficie cutánea para hacer morir á los animales en menos de quince á veinte minutos, sobre todo si su cuerpo está sumergido en una atmósfera de gas puro. Sometido á una temperatura elevada, se descompone en parte y da azufre é hidrógeno libre.

Liquidacion. Expuesto á un frio considerable y á una presion fuerte, puede liquidarse (Faraday).

Accion del aire. El aire no tiene ninguna accion sobre este gas seco á la temperatura ordinaria; lo mismo sucede al oxígeno; pero á una temperatura elevada, se descompone con violencia y da diferentes productos segun las cantidades mezcladas. En todos los casos, cuando el oxígeno se halla en exceso, se queman enteramente el hidrógeno y el azufre, y se convierten en agua y en ácido sulfuroso; esta descomposicion, que se verifica siempre rápidamente, está acompañada de una detonacion fuerte cuando se verifica al aire. Se la puede repetir siempre sin temer ningun accidente, haciendo una mezcla de estos dos gases en un frasquito rodeado de una servilleta, y aproximando despues una bujía encendida.

Producto de la combustion al aire. Cuando el gas sulfhídrico está al aire en contacto con un cuerpo inflamado, arde capa por capa despidiendo una llama de color azul pálido, y dejando depositar una capa ligera de azufre sobre las vasijas en que se verifica esta combustion. Estos productos son agua, ácido sulfuroso gaseoso, y además una porcion de azufre que se escapa y se precipita. Se presenta principalmente este fenómeno, cuando se quema este gas al aire en una campana un poco estrecha.

Accion del agua. El agua á la temperatura de $+15^{o}$ y á la presion media, puede disolver un poco mas de dos veces y media su volúmen de gas sulfhí-

Digitized by Google

drico. Esta disolucion tiene el olor del gas y goza de la mayor parte de sus propiedades químicas. Se la puede preparar por medio del aparato de Woulf, haciendo pasar este gas al través de agua, hasta que esta se haya saturado enteramente.

Propiedades de la disolucion de ácido sulfhídrico. Puesta esta disolucion de ácido sulfhídrico en contacto del aire, se altera muy pronto; se desprende gran parte del gas y la otra se descompone dejando precipitar azufre, por lo cual se la debe conservar al abrigo del aire y en frascos enteramente llenos, porque el aire que está en contacto de esta disolucion descompone poco á poco el ácido sulfhídrico quemando el hidrógeno.

La disolucion de ácido sulfhídrico se usa frecuentemente como reactivo para descubrir la presencia de algunos óxidos metálicos disueltos, y separarlos algunas veces unos de otros.

Las aguas sulfurosas deben sus virtudes medicinales á este ácido, que se halla naturalmente en estado de libertad, ó combinado con los sulfuros alcalinos.

Accion de los metaloides. El iodo, el cloro y el bromo descomponen instantáneamente el gas sulfhídrico; le quitan todo su hidrógeno y dejan el azufre en libertad. Estos cuerpos reaccionan del mismo modo sobre su disolucion acuosa. Por estas reacciones se ha propuesto con razon al cloro gaseoso como un medio para desinfectar el aire cargado de gas sulfhídrico. Para conseguir inmediatamente este objeto, basta hacer desprender cloro en aire que contenga gas sulfhídrico, ó esparcir por el suelo cierta cantidad de disolucion acuosa de cloro.

El bromo y el iodo descomponiendo el ácido sulfhídrico se convierten en ácidos bromhídrico é iodhídrico. En esta reaccion se funda un procedimiento sencillo para preparar en los laboratorios las disoluciones de los dos ácidos. M. Dupasquier, profesor de Química en Lyon, acaba de proponer el uso del iodo

Digitized by Google

para valuar la cantidad de azufre que contienen las aguas sulfurosas, ya en estado de ácido sulfhídrico, ya en combinacion. Su procedimiento, que es sencillo y muy exacto, consiste en tomar cierta cantidad de agua sulfurosa á la cual se añade una parte de disolucion de almidon y se vierte en ella poco á poco por medio de un tubo graduado, una disolucion alcohólica que tenga una cantidad conocida de iodo, hasta que persista el color azul, formado por el almidon, y el iodo quede en libertad. Por este signo se reconoce fácilmente que todo el ácido sulfhídrico se ha descompuesto. Para valuar la cantidad de este último, no queda mas que medir la porcion de disolucion de iodo empleada; cada division del tubo graduado contiene una centígrama de iodo, y cada décimo de grado una milígrama. Conocida la proporcion de iodo, se halla por el cálculo qué cantidad de ácido sulfhídrico ha debido descomponerse, porque cada átomo de este ácido exige dos átomos de iodo para que se efectue esta descomposicion.

Para ejecutar fácilmente esta operacion, ha imaginado M. Dupasquier un tubo graduado adelgazado en uno de sus extremos en una abertura capilar por la cual sale la disolucion de iodo, y tapado por el otro extremo con un tapon; á este aparato se ha dado el nombre de *sulfhidrómetro*, en razon del uso que se hace de él.

Accion de los metales. La mayor parte de los metales descomponen el gas sulfhídrico, sobre todo por medio del calor, absorbiendo todo el azufre y dejando por residuo gas hidrógeno puro. La plata y el cobre se ennegrecen á la temperatura ordinaria por el contacto de este gas y le descomponen en parte en presencia del aire; el estaño obra del mismo modo, pero en caliente es completa la disolucion. Se la puede efectuar calentando cierta cantidad de este metal en una campana encorvada, que contenga un volúmen medido de gas sulfhídrico. Despues de haberle calcinado durante cierto tiempo, todo el gas se descompone; el estaño se combina con el azufre y el hidrógeno queda

Digitized by Google

libre. De este modo se halla que un volúmen de gas sulfhídrico da exactamente un volúmen de gas hidrógeno. Por medio de este experimento se puede conocer exactamente la proporcion de azufre contenido en este gas, que se halla rebajando de su densidad la del gas hidrógeno puro; es decir, sustrayendo de 1,1912 densidad del gas sulfhídrico, 0,0688 densidad del gas hidrógeno, se obtienen 1,1224 para el peso de azufre contenido en el gas sulfhídrico.

Accion de los oxácidos. Muchos compuestos oxigenados tienen sobre el gas sulfhídrico una accion mas ó menos pronta y le descomponen. De este modo obran los ácidos azóico concentrado é hipoazóico sobre su disolucion acuosa; absorben el hidrógeno por una porcion de su oxígeno y dejan solo el azufre, que precipitándose lentamente enturbia la disolucion y la vuelve lechosa. El ácido hipoazóico goza de esta propiedad en tan alto grado que por medio de él se descubren cantidades muy pequeñas de gas sulfhídrico disueltas en agua, por el enturbiamiento lechoso que ocasiona el ácido hipoazóico.

Los gases ácidos sulfuroso y sulfhídrico secos solo tienen una accion débil y lenta uno sobre otro; pero si están húmedos ó en presencia del agua, se descomponen al punto recíprocamente y resulta agua y azufre. Se ve que el oxígeno del uno se combina con el hidrógeno del otro para formar agua, y que se precipita el azufre de los dos.

La teoría y la experiencia prueban que un volúmen de gas ácido sulfuroso descompone enteramente dos volúmenes de gas sulfhídrico. Lo cual es evidente si se atiende á la composicion de los dos gases; pues en los dos volúmenes de gas sulfhídrico hay precisamente la cantidad de hidrógeno capaz de formar agua con el oxígeno contenido en el volúmen de gas ácido sulfuroso.

Los ácidos clórico, iódico y brómico descomponen tambien en frio el gas sulfhídrico. Su oxígeno se dirije sobre el hidrógeno, de donde resulta cloro, iodo, bromo y azufre.

Digitized by Google

El cianógeno puede unirse directamente con volúmen y medio de gas sulfhídrico sin descomponerlo; así se obtiene una sustancia amarilla, cristalizada en agujas delicadas, soluble en el agua, que presenta propiedades diferentes de los dos componentes; es pues verdaderamente una combinacion. M. Gay-Lussac ha observado esto, pero no se ha estudiado.

Composicion. Segun los resultados que hemos expuesto anteriormente, el gas sulfhídrico está compuesto en peso de

Azufre. . . .	94,17	1 átomo.
	ó	
Hidrógeno. .	5,83	2 átomos.
	100,00	

Su fórmula = SH^2.

Usos. No solo se emplea en los laboratorios la disolucion de este gas como reactivo, sino tambien en medicina; forma la base de las aguas minerales sulfurosas de Enghien y de Bareges para bebida, que se pueden imitar artificialmente y que se administran particularmente en las enfermedades cutáneas. Hace tambien parte de las aguas de Bareges para baños. Estas aguas son del número de los medicamentos antiepsóricos.

Estado natural. El gas sulfhídrico se halla formado no solo en ciertas aguas minerales, sino que se forma por la putrefaccion de muchas materias animales que contienen azufre en el número de sus elementos. A la presencia de este gas en las letrinas se debe atribuir los efectos funestos que experimentan los desgraciados obreros que se ocupan de limpiarlas. Entonces, antes de que bajen, se debe descomponer este gas tan deletéreo, ya por las fumigaciones de cloro, ya rociando en diversos sentidos con una disolucion de clorito de cal, ó renovar el aire encerrado en el po-

zo por una corriente de aire establecida por medio de un cañon que baja hasta el fondo del pozo, en cuyo cañon hay un hornillo lleno de ascuas.

Schéele descubrió el gas sulfhídrico, y se le designó sucesivamente con los nombres de *gas hepático, hidrógeno sulfurado*, *ácido hidrosulfúrico.*

HIDRURO DE AZUFRE.

Se da este nombre á un compuesto de hidrógeno y azufre formado en diferentes proporciones que las del ácido sulfhídrico. Se obtiene este hidruro descomponiendo los polisulfuros alcalinos por los ácidos. Si se vierte poco á poco en una probeta que contenga ácido clorhídrico un poco debilitado, una disolucion saturada de bisulfuro de potasa, que se menea, se descompone en el instante este sulfuro.

No se podria obtener este compuesto si se vertiese el ácido en la disolucion, en razon á que el hidruro de azufre que se formaria se descompondria al instante por esta sal en ácido sulfhídrico, que se desprenderia en estado de gas, y en azufre que se precipitaria bajo la forma de un polvo blanco amarillento.

Propiedades. El hidruro de azufre es un líquido de consistencia oleaginosa, de olor fétido á huevos podridos, insoluble en el agua y mas denso que esta. Son tan poco estables sus elementos, que se descompone al aire en gas sulfhídrico que se desprende, y en azufre que se presenta bajo la forma de copos grises amarillentos; por lo cual se le puede conservar al abrigo del aire y en un frasco que esté enteramente lleno. Arde con facilidad en presencia de un cuerpo inflamado, y da por resultado agua y gran cantidad de ácido sulfuroso.

Schéele descubrió este compuesto, el cual ha sido poco estudiado; no se ha determinado directamente su composicion, y se le mira como formado teórica-

Digitized by Google

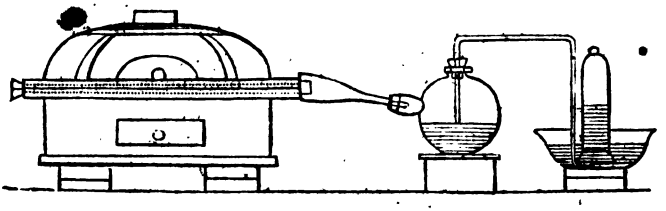
mente por dos átomos de hidrógeno y otros dos de azufre; su fórmula sería H^2S^2 ó $H^2S + S$.

COMPUESTO DE AZUFRE Y CARBONO.

(*Sulfuro de carbono.*)

Solo puede obtenerse este compuesto notable poniendo azufre en contacto con carbon á una temperatura roja. Si despues de haberlos mezclado se los calentase gradualmente, no habria combinacion, se volatilizaria enteramente el azufre y abandonaria el carbono.

Preparacion. Se obtiene este compuesto haciendo pasar azufre en vapor sobre carbon á una temperatura roja. Para realizar este experimento se llena casi enteramente un tubo de porcelana de pedacitos de carbon calcinado, y se le inclina ligeramente en un hornillo de reverbero, tal como se ve en la figura,



de modo que su parte mas elevada sobresalga mas que la otra. A la extremidad mas baja se adapta una alargadera de vidrio que va á introducirse en un globo pequeño con gollete, medio lleno de agua, que tenga una llave á propósito para conducir el gas á un frasco. La extremidad mas elevada del tubo está cerrada con un tapon fuerte de corcho. Dispuesto de este modo el aparato, se eleva poco á poco la temperatura del tubo de porcelana hasta el calor rojo, y de cuando en

Digitized by Google

cuando se introducen pedacitos de azufre que se empujan con una varilla de hierro. A poco de estar el azufre en contacto con el tubo enrojecido no tarda en fundirse y en volatilizarse, y su vapor atravesando el carbon se halla en las condiciones propias para combinarse con él y da orígen á un producto que se condensa en el globo. Al principio este producto nada como un aceite en la superficie del agua, pero despues se precipita en el fondo conservando su estado de liquidez. En esta operacion se forma además una gran cantidad de gas que es una mezcla de gas sulfhídrico, de gas óxido de carbono y de sulfuro de carbono en vapor; una porcion de azufre se escapa de la accion del carbono y se condensa casi todo en la alargadera.

Cuando se ha dirigido con cuidado este experimento durante cinco á seis horas, se halla en el fondo del recipiente, debajo del agua, un líquido amarillento, oleaginoso y turbio, que es sulfuro de carbono impuro, pues contiene gran cantidad de azufre.

Se le purifica destilándole á un calor suave, primero solo en una retorta pequeña para separar el exceso de azufre, y despues con pedazos de cloruro de calcio para quitar el agua que puede contener.

Procedimiento segundo. Puede obtenerse tambien este compuesto calcinando mucho en una retorta de gres enlodada una mezcla de una parte de persulfuro de hierro (pirita marcial) y media parte de carbon calcinado, ambos en polvo fino. Se ajusta á la retorta una alargadera de vidrio y un globo, como en el experimento anterior. A una temperatura elevada se separa parte del azufre del persulfuro, y se combina con el carbono para formar sulfuro de carbono que se condensa en el globo.

Propiedades. El sulfuro de carbono puro es un líquido trasparente, sin color, de olor fétido que tiene alguna analogía con el de la berza corrompida; su sabor es acre y picante; su densidad es de 1,263; hierve á $+45^{o}$, y no se le ha podido solidificar exponiéndole

Digitized by Google

á un frio considerable. Se puede demostrar su volatilidad y la tension de su vapor haciéndole pasar á un tubo barométrico; en el instante en que ha penetrado en el vacío, hace bajar mucho la columna de mercurio.

El sulfuro de carbono, como los líquidos muy volátiles, produce un gran frio evaporándose espontáneamente.

Accion del aire. Es indescomposible por solo el calor; el aire y el oxígeno no tienen accion sobre él á la temperatura ordinaria; pero á una temperatura elevada, le descomponen con detonacion quemando el carbono y el azufre, y produciendo ácido carbónico y ácido sulfuroso.

Es tan grande su volatilidad que se le puede inflamar al aproximar una bujía; entonces arde tranquilamente con una llama azul pálida, esparciendo olor de ácido sulfuroso, y solo deja un vestigio de azufre.

Accion del agua. El sulfuro de carbono apenas se disuelve en el agua; sin embargo esta adquiere un olor bien marcado, se disuelve mas fácilmente en el alcohol, de donde le precipita el agua como un aceite volátil; el éter puede tomar hasta tres veces su volúmen (Thomson).

Aun no se ha estudiado bien la accion de los cuerpos combustibles no metálicos sobre este compuesto. El iodo se disuelve fácilmente en él dándole un hermoso color violado. Expuesta al aire esta disolucion, se evapora dejando cristalizar el iodo en agujas ó en láminas brillantes. Es tan soluble el iodo en el sulfuro de carbono, que agitado este último en una disolucion que contenga una pequeña cantidad de iodo, se apodera de él y adquiere un color de amatista ó violado claro.

Accion de los metales. La mayor parte de los metales que tienen mucha afinidad con el azufre, descomponen el sulfuro de carbono por medio del calor combinándose con el azufre y aislando el carbono;

Digitized by Google

por este medio MM. Vauquelin y Thénard han reconocido su composicion haciendo pasar su vapor sobre pedazos de cobre calentados hasta el rojo en un tubo de porcelana.

Composicion. De su análisis resulta que el sulfuro de carbono está formado de

Azufre. . . .	84,83	1 átomo.
	ó	
Carbono. . .	15,17	2 átomos.
	100,00	

Su fórmula $=CA^2$.

Lampadius ha descubierto este compuesto en 1796, y despues le han estudiado MM. Clement Désormes, Vauquelin, Thénard, Cluzel, &c.

COMPUESTOS DE AZUFRE Y CLORO.

(*Cloruros de azufre.*)

El azufre se une directamente con el cloro en muchas proporciones, aun á la temperatura ordinaria; de esta combinacion resulta un desprendimiento de calórico y formacion de un líquido amarillo ó rojo anaranjado.

Preparacion. Para obtener el cloruro de azufre se usa el mismo aparato que hemos descrito para preparar los cloruros de fósforo, es decir, que se coloca en una probeta seca ó en un frasco flores de azufre, y se hace llegar una corriente de gas cloro seco; inmediatamente se efectua la combinacion; al principio el azufre parece húmedo, pero poco á poco se perciben gotitas de un líquido amarillo anaranjado, que le cubre y aumenta insensiblemente. Por último, al cabo de cierto tiempo, se ha liquidado todo el azufre y se ha convertido en un líquido anaranjado, que añadiendo

Digitized by Google

nuevas cantidades de cloro, se vuelve rojo anaranjado oscuro. Los cambios de color que se observan dependen probablemente de los diferentes compuestos de cloro y azufre, que se forman antes de que el azufre se haya saturado completamente de cloro. M. Dumas ha reconocido que el azufre se unia en dos proporciones con el cloro, y formaba dos cloruros que se pueden preparar directamente.

Protocloruro de azufre. El protocloruro de azufre es líquido como el deutocloruro: el primero, que es amarillo, se compone de un átomo de azufre y otro de cloro; el segundo, que tiene un hermoso color rojo, contiene dos átomos de cloro y un átomo de azufre. Por consiguiente este bicloruro corresponde al ácido hiposulfuroso.

Bicloruro de azufre. El bicloruro de azufre es un líquido de color rojo anaranjado por reflexion; su olor fuerte tiene alguna semejanza con el del cloro y el de ciertas plantas marinas, y despues es picante y excita el lagrimeo. Cuando se le ha preparado con azufre y cloro bien secos, no tiene accion sobre el papel de girasol; pero por poca humedad que contenga, le enrojece mucho. Su densidad es de 1,700 á 1,680; es muy volátil, y esparce muchos vapores blancos y ácidos al contacto del aire absorbiendo la humedad que contiene. No se ha determinado el grado á que entra en ebullicion.

Accion del agua. Vertiendo en agua el bicloruro de azufre, se precipita primero en el fondo de esta; pero agitando se disuelve descomponiéndola y dando orígen á ácido clorhídrico, ácido sulfúrico y sulfuroso que quedan disueltos, y á un depósito blanco amarillento de azufre que le enturbia durante algun tiempo.

Accion de los metales. Casi todos los metales le descomponen aun en frio, apoderándose de sus elementos para formar sulfuros y cloruros. Es tan viva esta accion, que comunmente hay explosion por el calor desprendido y volatilizacion repentina de una parte del cloruro de azufre: de este modo obra comunmente el

Digitized by Google

potasio echado con precaucion en una pequeña porcion de este compuesto.

Composicion. El bicloruro de azufre está compuesto de

Azufre.....	31,4	1 átomo.
	ó	
Cloro.....	68,6	2 átomos.
	100,0	

Su fórmula = S Ch^2.

M. Thompson le descubrió en 1804, y le examinaron despues MM. Berthollet, Bucholz y Dumas. No tiene usos.

COMPUESTO DE IODO Y AZUFRE.

(*Ioduro de azufre.*)

Preparacion. Mezclando iodo y azufre y exponiéndolos á un calor suave se combinan y dan orígen á un compuesto sólido. Se le puede obtener fácilmente calentando en un tubo de vidrio 2 partes de azufre y 15 de iodo. Apenas están fundidas estas sustancias se combinan.

Propiedades. El ioduro de azufre es sólido, de color negro pardusco y cristaliza en agujas como el sulfuro de antimonio; sus dos elementos tienen tan poca afinidad que con el tiempo se desprende parte del iodo aun cuando se le conserve en frascos bien tapados. Fundiéndole al abrigo del aire, se separa una parte del iodo bajo la forma de vapor violado. Se obtiene el mismo resultado cuando se le calienta con agua; al formarse el vapor lleva consigo todo el iodo y deja el azufre casi puro.

Digitized by Google

COMPUESTO DE AZUFRE Y BROMO.

(*Bromuro de azufre.*)

Preparacion. Este compuesto que posee ciertos caracteres físicos propios del cloruro de azufre, se obtiene como él poniendo azufre en contacto con bromo. Por consiguiente es fácil prepararle; pues esto solo consiste en echar bromo sobre flores de azufre, y en el instante se forma el bromuro de azufre.

Propiedades. El bromuro de azufre es líquido, de olor análogo al del bicloruro de azufre: como este último es rojizo y esparce vapores blancos al contacto del aire; su consistencia es aceitosa, enrojece poco el girasol, pero le enrojece más si se añade agua.

Puesto en contacto con ésta, reacciona lentamente sobre sus elementos á la temperatura ordinaria; pero al grado de ebullicion del agua, la descompone con violencia y explosion. De esta descomposicion resultan ácido bromhídrico, ácido sulfúrico y ácido sulfhídrico. Por consiguiente esta propiedad es la que distingue este compuesto del cloruro de azufre.

COMPUESTOS DE AZUFRE Y FÓSFORO.

(*Fosfuros de azufre.*)

Preparacion. Estos dos cuerpos se pueden combinar directamente en muchas proporciones, y formar compuestos que tienen diferente fusibilidad. Se los puede obtener calentando los dos á un calor suave ó, lo que es mejor, poniéndolos bajo el agua cuya temperatura se eleva hasta 60°, teniendo cuidado de no aumentar la temperatura á fin de evitar la explosion que se verificaria á consecuencia de la descomposicion recíproca del agua y del nuevo compuesto.

Procedimiento segundo. Segun Dupré, combinando fósforo desecado con azufre seco en aceite de nafta, que se hace calentar, no hay que temer la explosion, y se hace la operacion con la mayor facilidad.

Digitized by Google

En el primer caso solo se debe obrar sobre pequeñas cantidades; fundir primero el fósforo en un tubo de vidrio tapado, y añadir poco á poco pedacitos de azufre, que no tardan en unirse con el fósforo, sobre todo si se los agita ligeramente con un tubo. Cada vez que se eche un pedazo de azufre, produce un ruido que proviene del desprendimiento de una corta cantidad de gas sulfhídrico, formado á expensas del hidrógeno que se supone existia en el azufre, ó de una corta cantidad de agua que se descompone.

Propiedades físicas. De este modo se puede combinar en diversas proporciones el azufre y el fósforo. Segun las cantidades, el compuesto se solidifica á una temperatura mas ó menos elevada: así, segun los experimentos de M. Pelletier, una parte de azufre y ocho de partes de fósforo forman un compuesto líquido que se solidifica á $+25^{o}$; ocho partes de fósforo y 4 de azufre se solidifican á $+15^{o}$; el compuesto con partes iguales permanece líquido hasta $+5^{o}$; el que contiene doce partes de fósforo y una de azufre se congela á $+10^{o}$.

Accion del agua. Todos estos compuestos son insolubles en el agua; tienen un color blanco ligeramente amarillento y un olor aliaceo; se inflaman mas fácilmente que el fósforo al contacto del aire y se los puede destilar sin que sufran la menor alteracion. Puestos en contacto con el agua á la temperatura ordinaria, no tienen accion sensible sobre ella; sin embargo al cabo de cierto tiempo, el agua tiene un olor aliaceo y sulfuroso. Pero cuando se eleva su temperatura á $+80^{o}$, á $+100$, de pronto la reaccion es de las mas vivas, se descompone con explosion y se forma ácido fosfórico ó fosforoso y gas sulfhídrico. Este fenómeno indica qué precauciones deben tomarse cuando se quiere combinar estos dos cuerpos debajo del agua.

M. Dupré, profesor de química en el colegio real de Rennes, ha comprobado que el fósforo y el azufre eran capaces de combinarse en dos proporciones para formar un protosulfuro y un persulfuro de azufre.

Digitized by Google

El protosulfuro es sólido, de color amarillo claro; de 2,020 de densidad; cristaliza fácilmente y empieza á liquidarse á +100°; á esta temperatura no se inflama. Expuesto al aire humea haciéndose un poco fosforescente. Se compone de 3 átomos de azufre y 1 átomo de fósforo (S^3 Ph).

El perfosfuro es amarillo claro, líquido, semitrasparente y humea al aire. Su densidad es de 1,800; se inflama á una temperatura poca elevada y se solidifica á —19°. Puesto en agua, la vuelve lechosa á +80°.

Está compuesto de 1 átomo de azufre y 2 átomos de fósforo.

COMPUESTOS DE AZUFRE Y ARSÉNICO.

(*Sulfuros de arsénico.*)

El azufre se combina con el arsénico en tres proporciones. Dos de estas combinaciones corresponden á los ácidos arsenioso y arsénico, y la otra no corresponde á ninguno de estos cuerpos compuestos. M. Berzélius admite otros dos.

Estado natural. Se hallan en la naturaleza dos de estos sulfuros: se conoce con el nombre de *oropimente* al que tiene un color amarillo dorado; y al que es rojo, se le designa con el nombre de *rejalgar*; se diferencian en las cantidades de azufre que contienen. El primero es de color amarillo de limon; cristaliza en láminas semitrasparentes, delicadas y flexibles; se encuentra en muchos paises, en Transilvania, en Hungría, en Georgia, &c.; se emplea en la pintura y en algunas manufacturas. El segundo, rojo anaranjado, cristaliza confusamente; se halla tambien en muchos paises, en China, en Sajonia, en Bohemia, en Transilvania y en las inmediaciones de los volcanes; se usa tambien en pintura como color. Pueden prepararse fá-

Digitized by Google

cilmente estos dos sulfuros para las necesidades de las artes.

Preparacion. En los laboratorios se obtiene comunmente el sulfuro amarillo de arsénico, que corresponde al ácido arsenioso, descomponiendo una disolucion de este ácido por una corriente de gas sulfhídrico, ó mezclando una disolucion de arsenito de potasa con un sulfuro disuelto y un ácido; se precipita en copos amarillo dorados, insolubles en el agua. Este sulfuro es fusible, volátil, indescomposible por el calor; se sublima sin alterarse; calentado al contacto del aire, absorbe el oxígeno, arde y pasa al estado de gas ácido sulfuroso y de ácido arsenioso.

Propiedades. Se le prepara en las artes calentando en vasijas tapadas una mezcla de azufre y ácido arsenioso. Entonces este último se descompone, de aquí resulta ácido sulfuroso que se desprende, y sulfuro de arsénico; pero una parte del ácido arsenioso no se descompone y se halla siempre mezclado con el sulfuro. En el comercio se le conoce con el nombre de *oropimente artificial*, y se emplea en los mismos casos que el natural.

Persulfuro de arsénico. Haciendo obrar ácido sulfhídrico sobre ácido arsénico disuelto en agua, ó mezclando un arseniato soluble con un sulfuro soluble y ácido clorhídrico, se descomponen recíprocamente estos dos ácidos, se forma agua y un persulfuro de arsénico que corresponde al ácido arsénico. Este persulfuro es amarillo como el anterior, pero es mas pálido; es insoluble, fusible y se volatiliza sin descomponerse. Contiene mas azufre que el sulfuro que se obtiene con el ácido arsenioso.

Accion de los álcalis. Estos dos sulfuros se disuelven fácilmente en las disoluciones de potasa, de sosa cáustica y de amoniaco, y segun ha demostrado Mr. Berzélius hacen el oficio de ácidos; pero los ácidos sulfúrico, azóico y clorhídrico los separan de estas disoluciones.

Calentados con un poco de potasa y limaduras de

Digitized by Google

hierro ó de zinc, se descomponen: el azufre se une con estos metales y forma sulfuros fijos, y se volatiliza el arsénico con todas sus propiedades.

El rejalgar ó sulfuro rojo de arsénico goza de las mismas propiedades que los compuestos precedentes, y solo contiene las dos terceras partes del azufre que entra en el sulfuro amarillo (oropimente). Estos dos compuestos naturales se hallan mezclados con una corta cantidad de ácido arsenioso, lo que debe aumentar sus propiedades venenosas.

Composicion. Segun los experimentos de MM. Berzélius y Laugier tienen la composicion siguiente:

Rejalgar natural.			*Oropimente artificial.*		
Arsénico.....	100.....	2 átom.	Arsénico...	100.....	2 átom.
Azufre.....	42,9..	2 átom.	Azufre.....	63,9. ...	3 átom.

El persulfuro correspondiente al ácido arsénico estaria compuesto teóricamente de

Arsénico.	100.	2 átomos.
Azufre.	108,3.	5 átomos.

Por este resumen se ve que las cantidades de azufre unidas al arsénico en estos tres compuestos están entre sí como 1, $1\frac{1}{2}$ y $2\frac{1}{2}$.

Usos. El oropimente y el rejalgar se usan poco en medicina, y solo entran en la composicion de algunas preparaciones externas. Los polvoristas emplean el rejalgar con doce partes de nitro y tres de azufre para preparar el fuego blanco indiano.

COMPUESTO DE AZUFRE Y AZOE.

(*Sulfuro de azoe.*)

El azoe no se une con el azufre ni en frio ni en caliente, y solo se puede combinar estos dos cuerpos sumergiendo en un gran globo lleno de gas amoniaco

Digitized by Google

desecado una capsulita que contenga un poco de bicloruro de zufre. Segun M. Soubeiran el producto de esta operacion es clorhidrato de amoniaco y sulfuro de azoe, que se lava con prontitud para disolver el primer compuesto. Se le seca entre papel sin cola y despues en el vacío.

Propiedades. El sulfuro de azoe se presenta en un polvo de color amarillo de limon; no tiene olor, es insípido al principio, pero despues tiene un sabor acre marcado. El calor y el choque le hacen detonar con violencia, es soluble en el agua fria, pero la caliente le disuelve y le trasforma poco á poco en hiposulfito de amoniaco. El alcohol y el éter le disuelven sin alterarle. Le descomponen los ácidos y los álcalis.

Composicion. M. Soubeiran, que ha descubierto este sulfuro, le considera compuesto de

Azufre.	69,34	3 átomos.
	ó	
Azoe.	30,66	2 átomos.
	100,00	

Su fórmula $= S^3Az^2$.

COMPUESTOS DE AZUFRE Y CIANOGENO.

(*Sulfocianógeno*, *bicianuro de azufre.*)

El azufre no puede unirse directamente con el cianógeno; pero se combinan estos dos cuerpos calcinando en vasijas tapadas una mezcla de azufre y cianuro de hierro y de potasio. Se forma sulfocianuro de potasio y sulfuro de hierro. Tratándolos por el agua se disuelve el primer compuesto y se precipita el segundo.

Se extrae el sulfocianógeno de la disolucion acuosa haciendo pasar por ella una corriente de cloro que le

Digitized by Google

deja en libertad, y le separa en polvo amarillo rojizo, insoluble.

Propiedades. Este compuesto, al que consideramos como un protocianuro de azufre, es amarillo oscuro, no tiene olor, y en estado anhidro es capaz de volatilizarse sin descomponerse; es insoluble en el agua, y se descompone por la potasa fundida, produciendo carbonato de potasa, sulfocianuro de potasio y sulfuro.

Composicion. Segun Liebig se compone de

Cianógeno.....	44,91	1 átomo.
	ó	
Azufre.....	55,09	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula $= Az^{t} C^{t} + S$ ó C y S.

El sulfocianógeno es capaz de unirse con el hidrógeno para formar un hidrácido, que es el ácido sulfocianhídrico.

BICIANURO DE AZUFRE.

Preparacion. Haciendo obrar en un globo cerrado, á la temperatura de + 20 á 25°, bicloruro de azufre con su peso de cianuro de mercurio desecado, se observa al cabo de muchos dias en la parte superior del globo, un sublimado blanco trasparente ó un poco amarillento, cristalizado en láminas romboidales. La materia que constituye el residuo tiene un color amarillo anaranjado oscuro; entonces está formada de deutocloruro de mercurio, que se puede quitar por el agua, y de una sustancia amarillo anaranjada, insoluble en el agua, compuesta de mercurio, cianógeno y azufre.

Los cristales sublimados en la bóveda del globo están formados de cianógeno y azufre, y constituyen un verdadero bicianuro de azufre en proporciones definidas, como lo hemos comprobado. Se los puede purifi-

Digitized by Google

car y obtenerlos muy blancos sublimándolos de nuevo á un calor suave, despues de haberlos mezclado con un poco de subcarbonato de cal.

Propiedades. El bicianuro de azufre es blanco y cristaliza en hermosas láminas romboidales; su olor es fuerte y picante, y excita al momento el lagrimeo; es muy volátil, porque se sublima en las vasijas que le contienen; su sabor es de los mas picantes; puesto un átomo sobre la punta de la lengua, le hace experimentar una sensacion viva, semejante á la que produciria la introduccion de una punta muy aguda.

Expuesto este compuesto á la luz difusa, se vuelve amarillo en el espacio de algunas semanas, y despues anaranjado conservando sus propiedades principales.

Accion del agua. Su disolucion acuosa enrojece mucho el girasol, y tiene el olor y el sabor del compuesto. Los álcalis combinándose con ella, hacen desaparecer estas propiedades, dando compuestos solubles que se descomponen instantáneamente por el cloro que trasforma el azufre en ácido sulfúrico.

Accion del potasio. Puesto el potasio en contacto con el cianuro de azufre reacciona inmediatamente sobre él produciendo mucho calor y algunas veces luz; entonces se forma sulfocianuro de potasio y cianuro y sulfuro del mismo metal.

Composicion. Segun la análisis que he hecho (*Anales de Química y Física*, t. XXXIX, pág. 203) parece que se compone de

Cianógeno. .	75,80	2 átomos.
	ó	
Azufre.	24,20	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = $2AzC, S$ ó Cy^2S.

Digitized by Google

ÁCIDO SULFOCIANHÍDRICO.

(*Acido hidrosulfociánico.*)

Se obtiene este ácido, indicado en 1808 por Porret, químico inglés, destilando una disolucion de sulfocianuro de potasio mezclada con ácido sulfúrico. El hidrógeno del agua descompuesta obra sobre el sulfocianógeno y produce ácido sulfocianhídrico que se desprende con el agua, mientras que el oxígeno uniéndose con el potasio forma con el ácido sulfúrico sulfato de potasa que queda en el fondo de la retorta.

Propiedades. El ácido sulfocianhídrico es un líquido sin color, de olor picante, que tiene alguna analogía con el del ácido acético. Su densidad es de 1,022; enrojece mucho el girasol; entra en ebullicion á +102,5. Sometido á destilaciones repetidas, abandona cierta cantidad de azufre y concluye por descomponerse. Su vapor, expuesto á un calor rojo, se trasforma en parte en ácido cianhídrico, en amoniaco y en azufre que queda aislado. Segun Vogel, el ácido sulfocianhídrico cristaliza en prismas hexáedros á la temperatura de + 12°,5.

Accion del cloro y del agua. El cloro y el iodo por medio del agua le descomponen repentinamente, convirtiendo su azufre en ácido sulfúrico.

Accion de los óxidos. Este ácido se descompone por los óxidos de potasio, de sodio, de calcio, de bario y de protóxido de hierro, produciendo compuestos solubles y sin color; con el peróxido de hierro forma un compuesto que tiene un color rojo de sangre. Se manifiesta este color siempre que se pone una sal de peróxido de hierro en contacto con el ácido sulfocianhídrico ó los sulfocianuros.

Digitized by Google

Composicion. Este ácido está formado en volúmen de

Azufre.	2 volúmenes	ó	2 átomos.
Carbono. . . .	1 volúmen		1 átomo.
Azoe.	1 id.		1 átomo.
Hidrógeno. .	1 id.		1 átomo.

CAPITULO XV.

SELENIO.

SU EXTRACCION, SUS PROPIEDADES, SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO, EL HIDRÓGENO, EL CLORO, EL BROMO Y EL AZUFRE.

Este cuerpo simple, descubierto por M. Berzélius, tiene mucha analogía con el azufre que hemos estudiado en el párrafo anterior; por consiguiente su historia debe seguir á la del azufre.

Descubrimiento. Por primera vez se encontró este cuerpo singular en 1817 en un depósito rojizo que se habia formado en el fondo de una cámara de plomo, en donde se fabricaba ácido sulfúrico, quemando azufre extraido de una pirita de Falhun en Suecia. En este mineral el selenio existe combinado con el azufre, el hierro y el cobre, y por consiguiente el azufre que se extrae para las artes debe contenerle.

Examinando con un especial cuidado este depósito que se habia observado siempre que se hacia uso del azufre de la mina de Falhun, M. Berzélius llegó á separar con la sagacidad que le caracteriza, un cuerpo nuevo, simple, al cual dió el nombre de *selenio*, derivado de la palabra griega σελνυν, luna, por la

Digitized by Google

semejanza que tiene con el metal designado con el nombre de *teluro* (*tellus*, la tierra).

Extraccion. Para obtenerle se trata el residuo rojizo por cinco á seis veces su peso de ácido azóico, ó lo que es preferible, de ácido clorohipoazóico (agua regia). El selenio pasa al estado de ácido selenioso y se disuelve con los metales con que estaba unido. Cuando se ha hecho la disolucion, se le evapora casi hasta la sequedad para separar el exceso de ácido azóico empleado; se trata el residuo por el agua destilada, y se vierte en la disolucion sulfito de amoniaco, que reduce el ácido selenioso y le precipita en estado de copos rojizos, insolubles en el agua. Se recogen estos copos, se los lava y se los calienta para fundirlos.

Propiedades. El selenio es sólido á la temperatura ordinaria, con brillo metálico; es de color gris de plomo oscuro, no tiene olor ni sabor; es quebradizo como el vidrio, presenta una fractura reluciente, y el cuchillo le raya un poco Su polvo tiene un color rojo oscuro, pero pulverizándole contra una superficie pulimentada, toma un color gris. Su densidad es de 4,320; no es conductor del calórico ni de la electricidad.

Accion del calórico. Expuesto á la temperatura del agua hirviendo, se ablanda y se vuelve semifluido; á algunos grados mas, es enteramente líquido; calentado mucho en una retorta, se volatiliza antes del calor rojo y produce un vapor de color amarillo oscuro, análogo al del azufre, pero menos subido, que no tarda en condensarse en gotitas negras. Si se hace esta calcinacion en el aire en medio de un globo un poco ancho, entonces el vapor del selenio es rojizo y se precipita sobre las paredes bajo la forma de un polvo rojo de cinabrio, especie de flores de selenio.

Compuestos con el oxígeno. El selenio puede unirse en tres proporciones con el oxígeno y formar un óxido y dos ácidos, á saber: el ácido selenioso y el ácido selénico (que por su composicion corresponden á los

Digitized by Google

ácidos sulfuroso y sulfúrico). M. Berzélius ha descubierto las dos primeras combinaciones y M. Mitscherlich la última.

ÓXIDO DE SELENIO.

Gas óxido de selenio. Este óxido no puede obtenerse puro, pues siempre está mezclado con el aire ó el gas oxígeno en que se ha formado. Se obtiene siempre que se hace volatilizar y quemar selenio en grandes globos llenos de uno de estos dos gases. Se le reconoce por su olor á berza podrida, por no tener accion sobre el girasol, y por ser muy poco soluble en el agua aunque esta última toma su olor particular.

Preparacion. Cuando se hace pasar una corriente de gas oxígeno sobre selenio calentado hasta el punto de ebullicion en una ampolleta estrecha de vidrio, arde con una llama pálida, verde azulada en sus bordes, y se trasforma en ácido selenioso que se sublima en agujas, y en óxido de selenio que en su mayor parte queda en estado de gas sin color.

Tocando la parte exterior de la llama de una bujía con un pedazo de selenio, se funde, forma borbotones al evaporarse y da á la parte de la llama que está en contacto con él un color azul de lapislázuli, al mismo tiempo que esparce el olor fuerte de berza podrida.

ÁCIDO SELENIOSO.

Este ácido, que es uno de los resultados de la combustion del selenio en el aire ó en el gas oxígeno, se prepara con facilidad tratando por medio del calor el selenio por el ácido azóico ó por el ácido clorohipoazóico (agua regia).

Preparacion. Se coloca selenio en una retortita de vidrio y se vierte encima cinco á seis veces su peso de ácido azóico concentrado. El selenio se disuelve con rapidez y se convierte en ácido selenioso por una por-

Digitized by Google

cion del oxígeno del ácido azóico. Cuando se ha hecho la disolucion, se la evapora en la misma retorta, y queda en el fondo una masa blanca en parte cristalizada y en parte sublimada: este es el ácido selenioso puro.

Propiedades. Este ácido es blanco, sin olor, de sabor ácido bien caracterizado, que deja una sensacion quemante sobre la lengua; se volatiliza sin fundirse; se reduce á un gas amarillo oscuro, de olor picante, y se condensa en agujas tetráedras sobre las paredes de la vasija. Absorbe con rapidez la humedad del aire, pero sin embargo no se liquida.

Accion del agua. El agua le disuelve con facilidad, pero en mayor cantidad si está caliente; y ya que se enfrie con mas ó menos lentitud, ó ya que se evapore espontáneamente, deja cristalizar el ácido en granitos, en prismas ó en estrellas.

Accion del ácido sulfuroso. El ácido selenioso se descompone poco á poco por el ácido sulfuroso, que se apodera de su oxígeno y precipita el selenio bajo la forma de copos rojizos. El sulfito de amoniaco obra del mismo modo; pero esta reduccion no se efectua instantáneamente, pues exige que esten bastante tiempo en contacto y á la accion de un calor suave. Sumergido el zinc en una disolucion de ácido selenioso mezclado con ácido sulfúrico, precipita tambien el selenio en polvo rojizo.

Composicion. El ácido selenioso está compuesto de

Selenio. . . .	71,27	1 átomo.
	ó	
Oxígeno. . .	28,73	2 átomos.
	100,00	

Su fórmula = $Se\ O^2$.

Digitized by Google

ÁCIDO SELÉNICO.

Preparacion. Se forma este ácido fundiendo selenio con azoato de sosa en un crisol de platina ó de plata. El selenio descompone en parte el azoato de sosa y le convierte en seleniato de sosa. Se disuelve la masa fundida en agua hirviendo, y se evapora pronto la disolucion; de esta se separa seleniato de sosa anhidro, que se recoge por decantacion ó filtrando. Se calienta de nuevo el licor, y se precipita una nueva porcion del seleniato.

Cuando se ha obtenido todo el seleniato de sosa, se le disuelve en agua y se le descompone por el azoato de plomo: se forma seleniato de plomo insoluble y azoato de sosa soluble. Se lava el precipitado de seleniato de plomo, y despues de haberle diluido en agua, se hace pasar por ella una corriente de gas sulfhídrico; el ácido selénico queda en libertad, y el óxido de plomo se trasforma en sulfuro de plomo insoluble en el agua. Se filtra el licor y se le evapora á un calor suave.

Propiedades. El ácido selénico obtenido de este modo, es un líquido sin olor, que cuando está suficientemente concentrado, su densidad es de 2,600 y se le puede calentar hasta + 280° sin que se descomponga; pasada esta temperatura, se trasforma en oxígeno que se desprende, y en ácido selenioso. Se le puede privar del agua que contiene, y que es esencial para que subsistan sus elementos; se mezcla con el agua en todas proporciones, desprendiendo calor como el ácido sulfúrico.

Accion de los metales. El ácido sulfuroso no tiene sobre él la misma accion que sobre el ácido selenioso al que descompone. Este ácido disuelve el hierro y el zinc sin que se altere. El ácido clorhídrico presenta una propiedad notable, cual es la de descomponerle trasformándole en ácido selenioso y dejando desprender cloro. Bajo este aspecto el ácido clorhídrico obra

Digitized by Google

sobre él del mismo modo que sobre el ácido azóico. Esta mezcla de ácido selénico y ácido clorhídrico puede disolver el oro y el platino como el agua regia.

Composicion. Segun la análisis de M. Mitscherlich, el ácido selénico anhídrico, tal como debe existir en los seleniatos, está compuesto de

Selenio....	62,32	1 átomo.
	ó	
Oxígeno..	37,68	3 átomos.
	100,00	

Su fórmula = $Se\,O^3$.

COMPUESTO DE SELENIO É HIDRÓGENO.

(*Acido selenhídrico ó hidroselénico.*)

El hidrógeno forma con el selenio un compuesto gaseoso que se puede obtener por la reaccion de ciertos seleniuros metálicos sobre el agua; no se le puede formar calentando el selenio en el gas hidrógeno.

Preparacion. M. Berzélius observó este compuesto tratando el seleniuro de potasio por el ácido sulfúrico debilitado; hay viva efervescencia y desprendimiento de un gas que se debe recoger sobre mercurio. Es fácil comprender la teoría de esta preparacion: se separan los elementos del agua; su oxígeno se dirige al potasio para formar protóxido de potasio que se une con el ácido sulfúrico; el hidrógeno se combina con el selenio, y da orígen á un gas que se desprende. Es muy sencillo el aparato que debe emplearse, y consiste en una retorta pequeña con gollete, en la cual se pone seleniuro de potasio en pedacitos, y se vierte encima ácido sulfúrico debilitado. El mismo resultado daria el seleniuro de hierro.

Propiedades. El gas selenhídrico no tiene color,

Digitized by Google

su olor á huevos podridos, es análogo al del gas sulfhídrico, pero produce despues una sensacion picante y dolorosa. Tiene una accion deletérea sobre la economía animal, aun á dosis muy pequeñas, como lo ha probado M. Berzélius al examinar sus caracteres; pues este químico se sintió gravemente incomodado por haber respirado algunas burbujas. Este gas se descompone pronto al contacto del aire y en la humedad. El agua absorbe mas ácido selenhídrico que de gas sulfhídrico; entonces contrae su olor y su acidez. Esta mucho mas que él da á la piel un color moreno y deja aposar copos rojizos de selenio dividido cuando se le expone al aire.

Accion de las sales metálicas. Todas las disoluciones metálicas se precipitan por el ácido selenhídrico disuelto; la mayor parte de estos seleniuros precipitados son negros, y solo las sales de manganeso y zinc dan precipitados de color de carne.

El ácido selenhídrico se descompone por los óxidos de potasio, de sodio, de calcio, de bario y de estroncio, y forma con ellos seleniuros solubles.

Composicion. Suponiendo que la composicion del ácido selenhídrico es análoga á la del ácido sulfhídrico, debe contener

Selenio....	97,56	1 átomo.
	ó	
Hidrógeno.	2,44	2 átomos.
	100,00	

Su fórmula $= Se H^2$.

Este ácido ha sido poco estudiado.

COMPUESTOS DE SELENIO Y CLORO.

(*Cloruros de selenio.*)

El selenio se combina en dos proporciones con el

Digitized by Google

cloro, y forma un protocloruro líquido y un deutocloruro sólido.

Preparacion del protocloruro. Se obtiene el protocloruro calentando el deutocloruro con cierta cantidad de selenio; de este modo se le convierte en un líquido volátil, amarillo pardusco. El agua le descompone en ácido clorhídrico, en ácido selenioso y en selenio que se precipita en copos rojizos.

Preparacion del deutocloruro. El deutocloruro se prepara poniendo cloro seco en contacto de selenio pulverizado. Inmediatamente se combinan con desprendimiento de calor. El deutocloruro formado de este modo, se presenta en una masa blanca, volátil, que puede condensarse en cristales sobre los cuerpos frios. El agua, al disolverle, desarrolla calor y le trasforma á consecuencia de su descomposicion en ácido clorhídrico y en ácido selenioso.

BROMURO DE SELENIO.

Preparacion. El bromo se combina instantáneamente con el selenio produciendo calor. Se obtiene esta combinacion echando en un tubo que contenga bromo la quinta parte de su peso de selenio pulverizado.

Propiedades. El bromuro de selenio es sólido, rojo pardusco y muy volátil; esparce al aire vapores blanquecinos que tienen el olor del cloruro de azufre; el agua le convierte en ácido bromhídrico y en ácido selenioso.

SULFURO DE SELENIO.

Preparacion. Puede formarse este compuesto por la reaccion recíproca de las disoluciones de ácido selenioso y de ácido sulfhídrico. El oxígeno de uno obra sobre el hidrógeno del otro para formar agua, y se unen el azufre y el selenio.

Digitized by Google

Este compuesto que queda mucho tiempo suspendido en el agua, se precipita añadiendo al licor ácido clorhídrico y calentando; entonces se precipita una masa de color anaranjado.

Propiedades. Este sulfuro se funde sobre 100°, se volatiliza enteramente y se parece al sulfuro amarillo de arsénico; cuando se le quema en el aire, despide primero el olor del ácido sulfuroso y despues el del óxido de selenio.

En la naturaleza se halla un sulfuro de selenio, principalmente en el azufre que se encuentra en los terrenos volcánicos; pero siempre en pequeña cantidad. El selenio en estado de seleniuro acompaña tambien á ciertos sulfuros naturales.

CAPITULO XVI.

BORO.

SU EXTRACCION, SUS PROPIEDADES, SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO, EL CLORO Y EL AZUFRE.

Mucho antes que se conociesen las propiedades particulares del boro, se conocia ya la combinacion de este cuerpo simple con el oxígeno que se encuentra en la naturaleza; pero no se supo aislarle puro hasta despues de haber descubierto el modo de obtener el potasio. Aunque por la accion de la pila voltáica se hubiese probado que el ácido bórico estaba formado de oxígeno y de una sustancia diferente de los demás cuerpos simples, no se le habia obtenido aun en suficiente cantidad para estudiarle, hasta que en 1808 MM. Gay-Lussac y Thénard llegaron á adquirir este cuerpo descomponiendo el ácido bórico por el potasio.

Extraccion. Para extraerle se debe seguir el pro-

Digitized by Google

cedimiento siguiente: se coloca en el fondo de un tubo de cobre una capa de potasio que se tiene el cuidado de reunir bien; se la cubre con dos partes de ácido bórico fundido y pulverizado, y así sucesivamente hasta que el tubo esté lleno hasta las dos terceras partes. Hay que tener la precaucion de que el ácido bórico forme la última capa. Se coloca el tubo verticalmente en un hornillo, y despues de haberle cerrado con un tapon agujereado, se le hace enrojecer poco á poco aproximando ascuas. Al volatilizarse, el potasio pasa por la capa de ácido bórico calentado y le descompone; el boro queda en libertad, y el protóxido de potasio que se ha formado, se une con una parte de ácido bórico para constituir un borato de potasa básico. Luego que ha estado el tubo enrojecido durante cinco á seis minutos, se le deja enfriar y se echa diferentes veces agua hirviendo, que disuelve el borato de potasa y aisla el boro que se precipita en el fondo del agua bajo la forma de un polvo pardo verdoso. Se le lava, y despues de haberle recogido en una cápsula, se le deja secar á un calor suave.

Propiedades. El boro es sólido y se halla siempre bajo la forma de una materia pulverulenta, de color verdoso, sin olor y sin sabor; es fijo al fuego, infusible y mas denso que el agua; aunque es insoluble en esta, puede estar mucho tiempo suspendido sin precipitarse, cuando se halla muy dividido.

Accion del aire y del oxígeno. A la temperatura ordinaria no tiene accion sobre el aire ni sobre el gas oxígeno; se combina con este último á un calor rojo, y arde en parte convirtiéndose en ácido bórico; pero en esta combustion, una parte del boro se liberta de la accion del oxígeno por el ácido bórico formado que se funde inmediatamente y le preserva de su contacto inmediato. Se puede comprobar esta propiedad calentando sobre mercurio una porcion de boro en una campana encorvada medio llena de gas oxígeno: á medida que se efectua la combustion, sube el mer-

Digitized by Google

curio para reemplazar la porcion de oxígeno absorbido.

Accion del agua. El agua no tiene accion sobre el boro aun á + 100°; es probable que á un calor rojo la descompondria absorbiendo su oxígeno y dejando el hidrógeno en libertad.

BORO Y OXÍGENO.

(*Acido bórico.*)

Estado natural. Es el único compuesto de oxígeno y boro que se conoce. Existe en gran cantidad en la naturaleza, libre ó combinado con algunos óxidos, tales como el óxido de sodio y el óxido de magnesio; ó unido con otros óxidos, como en los minerales designados bajo el nombre de *turmalina* y de *axita.* Se le halla libre disuelto en el agua de ciertos lagos de Toscana, de donde se le extrae por evaporacion para uso del comercio.

En la India este ácido existe combinado con el óxido de sodio, y forma una sal llamada borato de sosa, borax, que se encuentra tambien disuelta en el agua de ciertos lagos, ó que se precipita sobre su légamo. Los indios le extraen para expenderle en el comercio, bajo el nombre de *tinckal* ó *borax en bruto.* La sal en bruto que se extrae de este modo, se purifica en Europa para uso de las artes.

Extraccion. Siempre se extrae el ácido bórico puro de estos productos naturales. En el primer caso se le purifica disolviéndole en el agua y haciéndole cristalizar; en el segundo se disuelve el borato de sosa puro en el agua hirviendo, y se añade poco á poco á esta disolucion, saturada en caliente, ácido sulfúrico ó ácido clorhídrico, hasta que haya un ligero exceso de estos. El óxido de sodio se combina con el

Digitized by Google

ácido añadido para formar un nuevo compuesto soluble en el agua, y el ácido bórico se precipita por el enfriamiento en escamas blancas nacaradas que se lavan bien. Pero este último no está puro, pues retiene siempre parte del ácido que ha servido para precipitarle, y además una materia grasa sino se ha refinado el borax. Se le quita una y otra fundiéndole en un crisol de platina, y no en un crisol de tierra al que atacaria uniéndose con una parte de la alúmina y del óxido de hierro; se le puede obtener puro volviéndole á disolver en agua, y haciéndole cristalizar.

Propiedades. El ácido bórico preparado de este modo es sólido, no tiene color ni olor; cristaliza en prismas ó escamas pequeñas blancas y nacaradas, segun que es repentina ó lenta la formacion de los cristales.

Accion del calórico. Expuesto á una temperatura roja, se funde y se vuelve fluido como el agua; en este estado se le puede hacer correr y al enfriarse adquiere la trasparencia y el aspecto del vidrio. El ácido bórico vitrificado de este modo es muy duro; se le debe conservar al abrigo del aire, pues cuando está en contacto de este, pierde su trasparencia, se vuelve opaco, aumenta de peso, y se cubre de un polvo blanco que resulta de la absorcion del agua por este ácido.

Accion del agua. El agua á $+ 10^0$ disuelve $\frac{3}{100}$; á 100 puede contener $\frac{8}{100}$. Estas disoluciones enrojecen débilmente la tintura de girasol. El alcohol disuelve tambien una pequeña cantidad de ácido bórico; esta disolucion presenta de notable que cuando arde al aire la llama tiene color verde claro.

Aunque es fijo al fuego, el ácido bórico puede volatilizarse por una corriente de vapores de agua. Se demuestra esta propiedad calentando á un calor

Digitized by Google

suave una parte de este ácido con un poco de agua; si se hace el experimento en una retorta, se condensan en la bóveda pajitas anchas de ácido bórico.

El ácido bórico cristalizado contiene gran cantidad de agua, que asciende á $\frac{27}{100}$ ó á $\frac{43}{100}$, segun que se han desecado ó no los cristales á + 100°. En el primer caso hay 3 átomos de agua unidos á 1 átomo de ácido $= B^2O^3 + 3H^2O$; y en el segundo 6 átomos de agua por 1 átomo de ácido bórico $= B^2O^3, 6H^2O$.

Composicion. Puede determinarse fácilmente su composicion, como lo han hecho MM. Gay-Lussac y Thénard, acidificando un peso conocido de ácido bórico por el ácido nítrico.

Este ácido está formado de

Boro.	31,19	2 átomos.
	ó	
Oxígeno. . . .	68,81	3 átomos.
	100,00	

Su fórmula $B^2\dot{O}^3$.

Usos. Se emplea este ácido para preparar ciertos boratos; entra en la composicion de algunos esmaltes, pero todavía no está generalizado este uso; en Francia no se le emplea para fabricar el esmalte que cubre la loza porque es muy caro. En medicina se le empleaba en otro tiempo como sedante. Durante mucho tiempo se le conoció con el nombre de *sal sedativa de Homberg*, y se le usaba como un remedio muy eficaz en las calenturas continuas. En la actualidad se emplea menos, y sirve principalmente en farmacia para volver mas soluble en el agua el tartrato ácido de potasa.

Aun no se conoce ningun compuesto de boro con el hidrógeno, con el carbono, ni con el fósforo.

Digitized by Google

Cuando se descompone á una temperatura alta el borato de hierro por el hidrógeno, el hidrógeno en exceso que se desprende arde con una llama cuya parte exterior tiene un color ligeramente verde; pero esta propiedad depende, como lo hemos comprobado, de que una porcion de ácido bórico que lleva consigo, se precipita en la llama y le da este color.

COMPUESTO DE BORO Y CLORO.

(*Cloruro de boro.*)

El boro no tiene accion sobre el cloro en frio; pero cuando se le calienta en este gas, arde con una llama blanca, brillante y se convierte en cloruro gaseoso, que se separa del exceso de cloro cuando se le pone en contacto con el mercurio.

Preparacion. Tambien se puede obtener este compuesto haciendo pasar una corriente de cloro seco sobre una mezcla de ácido bórico seco y carbon calcinado. A una temperatura elevada se descompone el ácido bórico por la accion simultánea del carbon y del cloro que separadamente no tienen ninguna; se forma cloruro de gas óxido de carbono y cloruro de boro gaseoso. Pero se ve que es imposible obtener aislado este último compuesto, porque no se conoce ningun medio de separarlos. Dumas ha indicado este procedimiento.

Propiedades. El cloruro de boro es un gas sin color y de olor picante, enrojece mucho la tintura de girasol sin duda porque se descompone en este líquido. Al contacto del aire esparce humos blancos absorbiendo el vapor de agua. Un calor muy elevado no le descompone; el agua disuelve gran cantidad y le trasforma inmediatamente en ácido clorhídrico y en ácido bórico que se precipita si la cantidad de agua no es muy considerable.

Digitized by Google

Composicion. Parece que se compone de

Boro.	9,29	1 átomo.
	ó	
Cloro.	90,71	3 átomos.
	100,00	

Su fórmula = B Ch^3.

Aunque no se ha ensayado ningun experimento con el objeto de averiguar si el iodo y el bromo pueden combinarse con el boro, quizá se formarian estos compuestos por el procedimiento de M. Dumas.

COMPUESTO DE BORO Y AZUFRE.

(*Sulfuro de boro.*)

Berzélius ha observado que calentando mucho el boro en el vapor de azufre, se combina con él desprendiendo luz. De aquí resulta una materia blanca pulverulenta, que el agua trasforma en ácido bórico y en ácido sulfúrico.

No se ha determinado aun las proporciones de este compuesto, y parece que el azufre puede formar con el boro muchas combinaciones.

COMPUESTO DE FLUOR Y BORO.

(*Fluoruro de boro.*)

Se forma este fluoruro por la reaccion del ácido fluorhídrico sobre el ácido bórico.

Preparacion. Se introduce en una ampolleta que comunica con un tubo á propósito para recoger los gases sobre mercurio, una mezcla de dos partes de fluoruro de calcio y una parte de ácido bórico vitrificado, ambos reducidos á polvo fino. Se vierten encima doce

Digitized by Google

partes de ácido sulfúrico concentrado, y se calienta poco á poco esta mezcla; al cabo de algun tiempo se desprende un gas que es el fluoruro de boro. El gas preparado de este modo no es puro, pues contiene siempre un poco de fluoruro de silicio formado á expensas del ácido silícico del vidrio.

Teoría de la preparacion. Es fácil explicar las reacciones que pasan en esta operacion: el fluoruro de calcio se descompone por el ácido sulfúrico hidratado, como lo hemos indicado en la preparacion del ácido fluorhídrico; este último ácido formado descompone despues el ácido bórico, de donde resulta fluoruro de boro y agua; esta es retenida por el ácido sulfúrico que á propósito se emplea en gran cantidad para absorber tambien el agua que abandona la porcion de ácido sulfúrico que se une con el óxido de calcio formado.

Propiedades. El fluoruro de boro es un gas sin color y de olor picante y ácido; esparce vapores blancos espesos al contacto del aire que enrojecen mucho la tintura de girasol: su densidad es de 2,3124; es impropio para la combustion; no experimenta ninguna alteracion á la temperatura mas alta. Tiene muchisima afinidad con el agua, y es el mas soluble de todos los gases conocidos.

Accion del agua. El agua á la temperatura ordinaria absorbe 700 veces su volúmen de este gas y adquiere una densidad de 1,770. Esta disolucion, que al parecer está compuesta de agua y fluoruro de boro, es muy ácida, tiene la viscosidad del ácido sulfúrico concentrado y ennegrece como él las sustancias vejetales; al contacto del aire esparce vapores blancos y pierde por el calor la quinta parte del gas que contenia. Esta disolucion concentrada de fluoruro de boro, que con razon se la podria considerar como un hidrato de fluoruro de boro, se trasforma en parte por mayor cantidad de agua en ácido bórico y en ácido fluorhídrico; este último forma con el fluoruro no descompuesto un fluorhidrato de fluoruro de boro.

Digitized by Google

Accion del potasio. Calentado el potasio en este gas, le absorbe enteramente y se trasforma en fluoruro dejando el boro en libertad.

Composicion. Este gas está compuesto de

Boro. . . .	16,24	1 átomo.
	ó	
Fluor. . . .	83,76	3 átomos.
	100,00	

Su fórmula $= BF^3$.

MM. Gay-Lussac y Thénard descubrieron este gas en 1818, y se le designó en esta época con el nombre de *ácido fluobórico.*

Usos. Solo se usa este compuesto en los laboratorios de química. La propiedad que posee de esparcir muchos vapores blancos al contacto del aire por la absorcion del vapor de agua, hace que se le emplee como reactivo para asegurarse de si los gases con los cuales se quiere operar contienen ó no humedad; lo cual se reconoce siempre en que se forma una nube en el momento en que el fluoruro de boro penetra en el gas que contiene vapor de agua. Se puede comprobar directamente este resultado poniendo sobre el mercurio dos campanas medio llenas la una de aire desecado por el cloruro de calcio y la otra que contenga aire atmosférico.

Digitized by Google

CAPITULO XVIII.

SILICIO.

SU EXTRACCION, SUS PROPIEDADES, SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO, EL HIDRÓGENO, EL CLORO, EL BROMO Y EL FLUOR.

El silicio es un metaloides que se encuentra en la naturaleza combinado con el oxígeno. Este cuerpo se encuentra en abundancia en el globo, y forma una combinacion que ha sido considerada, antes que se conociese su composicion, como una tierra, y los antiguos químicos le dieron el nombre de *tierra silicosa*, *sílice*, *tierra vitrificable*. Se le dió el primer nombre porque entra en la composicion de la sílice ó pedernal del cual forma la base principal; ha tomado la última denominacion de la propiedad de formar el vidrio comun cuando se le funde con los álcalis.

Descubrimiento. Davy, en 1807, despues de haber descubierto la composicion de la potasa y de la sosa, demostró que la sílice era un compuesto de oxígeno y de un radical que designó con el nombre de *silicio*, &c. Desde entonces se le consideró como un óxido de silicio; pero las propiedades electro-negativas de este compuesto han hecho que los químicos modernos le coloquen en la clase de los oxácidos, y en la actualidad se le conoce con el nombre de ácido silícico.

Estado natural. Este ácido existe puro en el cristal de roca y en el cuarzo; constituye casi la totalidad de ciertas piedras, tales como las ágatas, los pórfiros, los pedernales, la arena, &c.; entra en la composicion

Digitized by Google

de muchas piedras gemmas empleadas en la joyería, como la *amatista*, el *rubí espinela*, la *esmeralda del Perú*, &c. En la mayor parte de estos compuestos el ácido silícico está asociado á óxidos metálicos, algunos de los cuales le dan diverso color y son la causa de los diversos matices que presenta.

Extraccion del silicio. Berzélius es el primer químico que ha podido obtener cantidad suficiente de silicio para estudiarle, descomponiendo el flúoruro doble de potasio y silicio por un exceso de potasio. Se consigue esta descomposicion colocando sucesivamente en un tubo de vidrio cerrado por un extremo una capa de potasio y otra de fluoruro de potasio y de silicio perfectamente seco, y alternando hasta llenar las dos terceras partes del tubo. Calentando el tubo con una lámpara de espíritu de vino se verifica la reaccion, el potasio se apodera del fluor unido al silicio y este último se une con una porcion de potasio. Por consiguiente el resultado es un fluoruro de potasio y un compuesto de silicio y potasio. Cuando se trata la masa por el agua, se disuelve el fluoruro de potasio, y el compuesto de silicio y potasio se trasforma á expensas de una parte del agua en protóxido de potasio que se disuelve igualmente, en hidrógeno que se desprende en gran parte, y en hidruro de silicio que se precipita bajo la forma de polvo pardusco. Se recoge este último sobre un filtro, se le lava y despues de haberle secado, se le calienta hasta el rojo oscuro en un crisol de platina descubierto; el oxígeno del aire quema el hidrógeno del hidruro de silicio, y el silicio, que es menos combustible, queda en el fondo del crisol mezclado con un poco de ácido silícico que se ha formado durante esta calcinacion: se le puede privar de este último haciendo digerir el silicio con ácido clorhídrico debilitado y lavándole despues; sin duda obraria del mismo modo una disolucion débil de potasa.

Propiedades. El silicio obtenido por este procedimiento es un polvo de color pardo de avellana; es

Digitized by Google

fijo, infusible, sin ningun brillo metálico, insoluble en el agua é inalterable por este líquido á la temperatura ordinaria, en cuyo fondo se precipita. Al parecer no es conductor de la electricidad; lo cual le aproxima mas á los cuerpos combustibles no metálicos con los cuales no tiene mas analogía que á los metales.

Accion del oxígeno. En este estado parece que tiene muy poca afinidad con el oxígeno, porque se le puede calentar hasta el rojo al contacto del aire sin que le absorba; cuando esta calcinacion se efectua en el gas oxígeno puro, se combinan muy lentamente y solo con mucha dificultad se puede oxidar enteramente el silicio, sin duda porque el ácido silícico que se forma preserva de la accion del oxígeno á las demás porciones de silicio.

Accion de las sales. Calentado mucho el silicio con el azoato de potasa, se oxida á expensas de una parte del oxígeno del ácido azóico. Este cuerpo presenta un fenómeno notable, cual es el de descomponer con desprendimiento de luz el carbonato de potasa al calor rojo. La oxidacion del silicio proviene de la descomposicion del ácido carbónico.

Los ácidos oxigenados é hidrogenados no tienen accion sobre el silicio ni en frio ni en caliente.

COMPUESTO DE SILICIO Y OXÍGENO.

(*Acido silícico, sílice.*)

Solo se conoce un compuesto de silicio y oxígeno, y es el que se halla abundantemente en la naturaleza puro ó combinado con otros óxidos como ya lo hemos dicho.

Extraccion. Se le puede extraer de los compuestos naturales que le contienen tratándolos por el óxido de

Digitized by Google

potasio, que forma con el ácido silícico una combinacion fusible y soluble en el agua, de donde le separan fácilmente los ácidos en estado de hidrato.

En este principio está fundada la extraccion del ácido silícico. Se pone en un crisol de tierra una parte de arena ó de gres reducido á polvo impalpable y 3 á 4 partes de hidrato de potasa que se calienta hasta el rojo: el agua se desprende, el óxido de potasio se combina poco á poco con el ácido silícico y forma un compuesto fusible (subsilicato de potasa).

Tratando esta masa fundida por cinco ó seis veces su peso de agua hirviendo, se disuelve el subsilicato de potasa; si se vierte despues en la disolucion ácido clorhídrico hasta que haya un ligero exceso, el ácido silícico se precipita en copos blancos gelatinosos que se recogen y lavan muchas veces. El agua se desprende durante la calcinacion y queda el ácido silícico bajo la forma de un polvo blanco.

Si la masa del silicato estuviese disuelta en quince á veinte veces su peso de agua, ó en mayor cantidad, no se precipitaria cuando se le llegase á saturar por el ácido clorhídrico; sin embargo el ácido silícico se separaria y quedaria disuelto en el agua á causa de estar muy dividido. Para obtenerle sería necesario evaporar el licor en una cápsula de porcelana hasta la sequedad. A cierta época de la evaporacion, el licor se reunirá en una masa gelatinosa, á consecuencia de la separacion del ácido silícico; se desecará bien esta masa y se la pondrá otra vez en contacto con agua acidulada por el ácido clorhídrico, y se calentará. Las moléculas del ácido silícico adquieren cohesion y quedan en el estado de un polvo blanco, que se le recoge.

El ácido clorhídrico que se añade al agua que debe lavar el ácido silícico sirve para volver á disolver los óxidos que estando antes unidos al ácido clorhídrico, se han separado de él al tiempo de secar el residuo de la evaporacion.

Digitized by Google

Por medio de este procedimiento un poco modificado se llegaria á conocer la proporcion de ácido silícico que existe en los diversos minerales; solo que se efectua la fusion con la potasa, no en crisoles de tierra, porque estos últimos darian indudablemente cierta porcion de su sílice, sino en crisoles de plata fina que no se alteran por este compuesto.

Propiedades. El ácido silícico extraido por uno de los procedimientos que acabamos de describir se presenta siempre bajo la forma de un polvo blanco muy fino, sin olor, sin sabor, que no tiene ninguna accion sobre la tintura de girasol. Su densidad es de 2,650. Expuesto al calor mas fuerte de los hornos ordinarios, es infusible y enteramente fijo; no se le puede fundir sino á una temperatura muy elevada por los medios mas fuertes; entonces se liquida y toma el aspecto del vidrio.

El agua no tiene ninguna accion sobre este ácido. Además los ácidos mas concentrados no pueden disolverle, á excepcion sin embargo del ácido fluorhídrico que le descompone y le hace pasar al estado de fluoruro de silicio (*V.* mas adelante).

Las disoluciones de óxido de potasio ó de sodio le disuelven aun en frio y pierden poco á poco su causticidad y la mayor parte de sus propiedades, lo que no deja duda de que el ácido silícico los satura y se conduce como un verdadero ácido respecto á los óxidos.

Accion de los metales. Ciertos metales ávidos de oxígeno pueden á una temperatura elevada descomponer el ácido silícico. Ya hemos dicho mas arriba que el potasio obraba de este modo; el hierro en presencia del carbono puede descomponerle, como lo han probado MM. Berzélius y Stromeyer; entonces el silicio se combina con el hierro para formar un compuesto que se forma naturalmente en los altos hornos, en donde se reducen los minerales de hierro silicioso y que hace parte constituyente de casi todos los hierros colados del comercio.

Composicion. El ácido silícico, segun el término

Digitized by Google

medio de muchas análisis, se compone segun M. Berzélius de

Sílice.	48,04		1 átomo.
		ó	
Oxígeno.	51,96		3 átomos.
	100,00		

Su fórmula $= Si\ O^3$.

Usos. Este ácido puro solo se emplea en los laboratorios. El que nos suministra la naturaleza tiene numerosos usos en las artes; en estado de arena pura entra en la composicion de los espejos, del vidrio blanco y de los esmaltes sobre la loza; en el estado de una arena de color ó impura, sirve para fabricar el vidrio ordinario; mezclado con cal constituye la preparacion que se usa en las construcciones de edificios. En algunos trabajos metalúrgicos sirve tambien como fundente.

Las diferentes variedades naturales de este ácido y sus combinaciones tienen numerosos usos; los pedernales, las piedras de fusil se preparan con una piedra casi enteramente formada de ácido silícico, y á la que los mineralogistas designan con el nombre de *silex pyrómaco.* La variedad tan numerosa, conocida con el nombre de *ágata*, sirve para fabricar vasijas, adornos y joyas, &c. La amatista, el ópalo, la cornalina, son unas variedades que se usan mucho para preparar objetos de lujo, y tienen por base el ácido silícico puro ó dado de color por los óxidos metálicos.

COMPUESTO DE SILICIO Y DE HIDRÓGENO.

(*Hidruro de silicio.*)

Preparacion. Como hemos dicho antes se forma este compuesto poniendo en agua la combinacion del potasio y del silicio; el oxígeno obra sobre el potasio, y el

Digitized by Google

hidrógeno se combina en parte con el silicio para formar hidruro de silicio, que se precipita en polvo pardusco. Esta combinacion, que se parece mucho al silicio por sus propiedades físicas, se diferencia de él por su combustibilidad; pues cuando se le calienta al contacto del aire, se inflama y arde dejando un residuo formado de ácido silícico y de un vestigio de silicio no quemado.

COMPUESTO DE SILICIO Y CLORO.

(*Cloruro de silicio.*)

Calentando silicio en gas cloro seco, puede obtenerse el cloruro de silicio. La combinacion se efectua con desprendimiento de luz.

Preparacion. Tambien se le puede preparar colocando en un tubo de porcelana una mezcla de partes iguales de ácido silícico y de carbon calcinado; se adapta á uno de los extremos un tubo que tiene cloro seco, y al otro una alargadera que comunica con un globo de golletes, rodeado de una mezcla refrigerante. El ácido silícico se descompone á una temperatura roja por el carbon y el cloro. El primero se combina con el oxígeno para formar óxido de carbono, y el segundo con el silicio. Estas dos afinidades reunidas son las que descomponen el ácido silícico. El cloruro de silicio se condensa en estado líquido en el globo con una pequeña cantidad de cloro en exceso; se le priva de este agitándole con mercurio, que le absorbe pasando al estado de protocloruro de mercurio. Luego que se le ha purificado de este modo, se le destila á un calor suave.

Propiedades. El cloruro de silicio se presenta bajo la forma de un líquido sin color, trasparente, muy fluido; es muy volátil, hierve á $+50^{o}$, y se evapora enteramente al aire esparciendo vapores blancos; es mas denso que el agua. Puesto en contacto de este líquido se trasforma inmediatamente en ácido silícico y en ácido clorhídrico porque se descompone.

Digitized by Google

Composicion. Berzélius ha descubierto este compuesto, aun poco examinado, y le ha estudiado M. Œrstedt, quien ha indicado el procedimiento para obtenerle. Se compone de

Cloro.....	82,8	6 átomos.
	ó	
Silicio.....	17,2	1 átomo.
	100,0	

Su fórmula $Ch^6 Si$.

BROMURO DE SILICIO.

Sérullas ha preparado este bromuro por el procedimiento que se emplea para obtener el cloruro.

Propiedades. Se presenta bajo la forma de un líquido sin color, que esparce al aire vapores espesos; entra en ebullicion de + 148 á + 150°; enfriado en una mezcla frigorífica, se solidifica de — 12° á — 15°; agitado en el agua, se descompone como el cloruro de silicio. Elevando un poco la temperatura, el potasio obra vivamente sobre este bromuro, aislando el silicio.

Este bromuro debe corresponder al cloruro de silicio por su composicion atomística $Si\ Br^6$.

COMPUESTO DE FLUOR Y SILICIO.

(*Fluoruro de silicio, gas fluosilícico.*)

Al exponer las propiedades del ácido fluorhídrico hemos dicho que tenia la propiedad de corroer y quitar el brillo al vidrio reaccionando sobre el ácido silícico que entra en su composicion, y de formar un gas que al principio se le designó con el nombre de *gas fluórico siliciado ó fluosilícico.*

Preparacion. Se forma este compuesto siempre que el gas fluorhídrico está en presencia del ácido silícico.

Digitized by Google

En los laboratorios se le obtiene por un procedimiento semejante al que hemos descrito para preparar el fluoruro de boro. Se coloca en una ampolleta una mezcla reducida á polvo fino de partes iguales de fluoruro de calcio y de vidrio machacado, ó de arena lavada por el ácido clorhídrico; despues se vierte bastante cantidad de ácido sulfúrico concentrado para formar una masa blanda. Calentando poco á poco, se verifica pronto la reaccion; el ácido fluorhídrico que queda en libertad, descompone el ácido silícico para formar fluoruro de silicio que se debe recoger sobre mercurio. El residuo contenido en la ampolleta consiste en sulfato de cal mezclado con el exceso de vidrio ó de arena siliciosa.

Propiedades. El fluoruro de silicio es un gas sin color, permanente y elástico como el aire; esparce vapores blancos, picantes, semejantes á los del ácido clorhídrico. Su densidad es de 3,5736; como el compuesto precedente es impropio para la combustion y enrojece la tintura de girasol. El calórico no le hace experimentar alteracion, y ninguno de los compuestos que hemos examinado le descomponen á ninguna temperatura.

Accion del agua. Segun John Davy, el agua puede disolver doscientas sesenta y tres veces su volúmen; pero entonces este gas se ha convertido en parte en ácido fluorhídrico y en ácido silícico por la descomposicion del agua; el ácido silícico se precipita en copos blancos, gelatinosos, insolubles, y el ácido fluorhídrico queda disuelto y combinado con cierta cantidad de fluoruro de silicio no descompuesto, y forma un fluorhidrato de fluoruro de silicio. Se prepara este hidrato de fluoruro de silicio líquido haciendo entrar gas fluoruro de silicio en un frasco que contenga en el fondo una capa de mercurio, y encima otra capa mayor de agua destilada; se sumerge en mercurio el tubo que ha de conducir el gas para impedir que se obstruya, lo que sucederia indudablemente si se sumergiese el tubo en agua. A medida que el gas fluoruro de silicio atraviesa el agua, se descompone, se ve que se precipitan

Digitized by Google

copos blancos gelatinosos de ácido silícico, los cuales se separan por medio de un filtro. El agua tiene en disolucion fluorhidrato ácido de fluoruro de silicio.

Schéele descubrió el fluoruro de silicio en 1771. Es el compuesto que obtuvo tratando el espato fluor en una retorta de vidrio por el ácido sulfúrico, y al cual dió entonces el nombre de *ácido fluórico*: habia observado que contenia sílice (ácido silícico). Despues han estudiado este gas Priestley y John Davy.

Composicion. Al parecer está compuesto de

Fluor.....	71,66	6 átomos.
	ó	
Silicio.	28,34	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = SiF^6.

Digitized by Google

LIBRO SEGUNDO.

METALES

ó

CUERPOS ELECTRO-POSITIVOS.

CAPÍTULO PRIMERO.

GENERALIDADES SOBRE LOS CUERPOS METALICOS.

Los cuerpos colocados en esta seccion se distinguen de los que hemos estudiado anteriormente por un gran número de propiedades generales que se hallan poco desarrolladas, ó que solo existen en menor grado en los metaloides. En esta, lo mismo que en todas las clases que se han establecido para clasificar los productos de la naturaleza, no se observa ninguna línea de demarcacion bien determinada. Por consiguiente en rigor se podria considerar á todos los cuerpos simples conocidos como anillos de una misma cadena, cuyas extremidades opuestas por una degradacion débil y poco sensible, presentan grandes diferencias.

Los cuerpos designados con el nombre de metales son generalmente opacos, brillantes cuando están en masa y aun en polvo, con tal que este no sea demasiado fino; porque entonces no pueden gozar de la pro-

Digitized by Google

piedad de reflejar la luz que reciben cuando se los pulimenta. No todos tienen en igual grado esta propiedad, pues bajo este punto hay diferencias que dependen de la misma naturaleza del metal, como los físicos lo han demostrado muy bien, sin que pueda decirse cuál es la verdadera causa de estas diferencias. Solo se sabe que los que son susceptibles de adquirir mucho pulimento, gozan de la propiedad que se conocia con el nombre de *brillo metálico.*

Conductibilidad del calórico y de la electricidad. La trasmision del calórico por contacto es mas rápida en estos que en todos los demás cuerpos que la retardan ó la impiden mas ó menos; sin embargo, respecto á esta propiedad, que en otro tiempo se conocia con el nombre de *conductibilidad*, se observan en estos metales variaciones bastante grandes. Pero lo que establece una diferencia notable entre estos cuerpos y los combustibles no metálicos, es que trasmiten con una rapidez incalculable el fluido eléctrico aun á grandes distancias.

Solidez. Todos los metales son mas ó menos sólidos á la temperatura ordinaria, solo se exceptua el mercurio; este metal no puede solidificarse sino á la temperatura de cuarenta grados bajo cero.

Dureza. Varía su dureza; el potasio y el sodio son blandos, pues pueden amasarse y se dejan cortar fácilmente con un cuchillo. Los demás presentan mas ó menos resistencia al separarlos; así el plomo y el estaño se dejan rayar por la uña, lo cual no sucede á otros muchos metales. Orden de dureza: *hierro*, *platino*, *cobre*, *plata*, *oro*, *zinc*, *estaño* y *plomo.*

Color. Respecto al color le tienen generalmente mas ó menos blanco que tira á plateado ó gris; tres solo le poseen distinto, y son el oro, el cobre y el titano. El primero tiene un color amarillo particular, y los otros dos son rojizos.

Densidad. La densidad de estos cuerpos, aunque en general es mayor que las de los otros sólidos, no es como se pensaba en otro tiempo una propiedad

Digitized by Google

particular á ellos, porque solo se conocen dos que sean aun mas ligeros que el agua: el potasio y el sodio. Cada metal tiene diferente densidad, que varía desde el mas denso al mas ligero veinte veces cerca la densidad del agua á 0,86. Orden de densidad: *platino*, *oro*, *mercurio*, *plomo*, *plata*, *cobre*, *hierro*, *estaño* y *zinc*.

Ductilidad y maleabilidad. La mayor parte de los metales pueden ceder á la presion y reducirse á láminas mas ó menos delgadas, mientras que los otros se rompen con facilidad al mas ligero choque y se reducen á polvo. Se ha dado á los primeros el nombre de metales *dúctiles* y *maleables*, y á los segundos el de metales *quebradizos*. La ductilidad consiste en la reduccion del metal á alambres, y la maleabilidad en poderse reducir á láminas mas ó menos delgadas. El *oro* y la *plata* ocupan el primer rango por su ductilidad en la hilera; viene despues entre los metales usuales, el platino, el cobre, el estaño, el hierro, el plomo y el zinc. Respecto á la maleabilidad, los dos primeros metales ocupan todavía el mismo rango. Entonces su órden sería *oro*, *plata*, *cobre*, *estaño*, *plomo*, *platino*, *zinc* y *hierro*.

Los metales quebradizos mas usados son el antimonio, el bismúto, el manganeso, &c. &c.

Tenacidad. No todos los metales dúctiles reducidos á alambres de un mismo diámetro gozan de la misma fuerza, pues para romperlos es necesario emplear fuerzas muy diferentes. Se da el nombre de *tenacidad* á la propiedad que tienen los metales reducidos á alambres de soportar cierto peso sin romperse. Se concibe que en igualdad de circunstancias, este peso será la medida de la tenacidad.

Segun los experimentos directos que se han hecho, el hierro es el metal mas tenaz; despues de él vienen el cobre y el platino. Los pesos que pueden soportar estos metales reducidos á alambres de dos milímetros de diámetro, y que expresan su tenacidad, son para el primero $249^{kil.},6595$; para el segundo $137^{kil.},399$ y

para el tercero 124 kilógramos. Orden de tenacidad: plata, oro, estaño, zinc y plomo.

Sonoridad. A todas estas propiedades debemos añadir la sonoridad, que es nula en los metales blandos y variable en los otros; depende siempre de la mayor ó menor dureza que pueden tener, ó que se les comunica, ya combinándolos con otros cuerpos, ya por la colocacion particular que toman sus moléculas en ciertas circunstancias.

Estructura, olor y sabor. Por último, la estructura, el olor y el sabor varían mucho. Muchos metales tienen un tejido fibroso, granoso ó laminoso; en cuanto al olor y al sabor, se sabe que se puede desarrollar uno ú otro en algunos, cuando se los frota ó se los toca con las manos: de este número son el hierro, el cobre y estaño. Pero se ha observado que los metales que no se oxidan al aire no tienen esta propiedad: tales son el oro, la plata, el platino, el paladio, &c.

Accion del calórico. Expuestos á la accion del calórico, los metales se dilatan sin ninguna uniformidad y despues se funden á grados muy diferentes. Los unos no pueden liquidarse por la mas alta temperatura que se puede producir en los hornos de forja ordinarios: se conoce á estos con el nombre de *refractarios*; pero sin embargo se los puede fundir por medios en que se produce mas calor, si bien solo se consigue esto cuando se hallan en pequeña cantidad. Los otros se funden á una temperatura bajo el rojo ó sobre esta temperatura ó á otra mas elevada. Por consiguiente varía mucho la fusibilidad de estos cuerpos.

Metales volátiles. Muchos metales, cuando están fundidos, pueden volatilizarse añadiéndoles nueva cantidad de calórico, aunque estén al abrigo del aire; tales son el mercurio, el zinc, el cadmio, el potasio, el sodio y el teluro. En esta propiedad está fundada la extraccion de estos metales y su purificacion en los laboratorios. Se hace esta operacion en una retorta de gres que comunica con una alargadera que termina en

Digitized by Google

un recipiente lleno en parte de agua ó de aceite de nafta, segun la naturaleza del metal.

La mayor parte de los metales fijos, es decir, no volátiles, pueden, teniéndolos fundidos y muy calentados al contacto del aire, ser arrastrados mecánicamente por las corrientes de aire que se forman en su superficie.

Cristalizacion por fusion. Como todos los cuerpos que se han liquidado por el calórico, los metales fundidos cuando se enfrian pueden cristalizar y presentar formas muy regulares. Muchos se prestan á esta operacion, principalmente los metales mas fusibles, tales como el bismuto, el plomo, el estaño, &c. &c.

Accion del oxígeno y del aire. El aire seco y el oxígeno no tienen accion á la temperatura ordinaria sino sobre los metales que tienen mucha afinidad con estos gases, tales son el potasio, el sodio, el bario, el estroncio y el calcio; así no se puede conservar estos metales sino al abrigo del aire, ó cubriéndolos con aceite de petroleo; los demás metales no se oxidan en estas circunstancias. Entre ellos hay algunos que se alteran al aire cargado de humedad y se convierten en óxidos, sobre todo en la superficie, tales son el hierro, el manganeso, el zinc y el plomo. En este caso se verifica la oxidacion por el oxígeno libre del aire que puede disolverse en la capa de agua que se deposita sobre los metales, y otras veces la favorecen el oxígeno del agua que se descompone simultáneamente, como se ha observado con el hierro.

El oxígeno á una temperatura elevada se combina con un gran número de metales desprendiendo mucho calórico y luz. Los que no pueden unirse con este gas á ninguna temperatura son el platino, el oro, la plata, el paladio, el rodio y el iridio; sin embargo se ha observado que la plata fundida al aire se combinaba con una pequeña cantidad de oxígeno que dejaba desprender mientras se solidifica; lo cual sin embargo prueba cuán débil es la afinidad que tiene con este gas.

Digitized by Google

Accion del agua. Muchos metales descomponen el agua á la temperatura ordinaria, se apropian el oxígeno y dejan desprender el hidrógeno. De este modo obran repentinamente el potasio, el sodio, el calcio, el bario y el estroncio. Entre los otros se hallan algunos que solo la descomponen lentamente á la misma temperatura, pero rápidamente á una temperatura roja; como el hierro, el zinc, el manganeso, el estaño y el cadmio: otros muchos, tales como el oro, la plata, el platino, el paladio, el rodio &c., no descomponen el agua ni al frio ni al calor.

Oxidos metálicos. Los compuestos de los metales con el oxígeno ó los óxidos metálicos presentan en general propiedades algo diferentes de los compuestos oxigenados formados por los metaloideos. La mayor parte de estos últimos tienen una acidez mas ó menos marcada; los otros tienen propiedades contrarias: los unos son electro-negativos y los otros electro-positivos; pero sin embargo hay excepciones que aproximan algunos metales á los primeros cuerpos como si quisiesen destruir una division que la naturaleza no tuvo intencion de hacer, pero que ha hecho la observacion.

Procedimiento para oxidar los metales. La afinidad de los metales con el oxígeno es algunas veces tan grande que se los puede convertir en óxidos por muchos medios, ya directamente, ya indirectamente: 1.º exponiéndolos y calentándolos en el aire ó el oxígeno; 2.º tratándolos por los ácidos oxigenados, que les ceden una parte de su oxígeno, ó que los oxidan á expensas del del agua que contienen; 3.º descomponiendo las combinaciones que forman con ciertos metaloideos por óxidos ya formados. La diferente afinidad que tiene cada uno de los óxidos con los ácidos es un medio de eliminacion que permite aislar y obtener ciertos óxidos, aun cuando están combinados con los ácidos.

Volveremos á ocuparnos de cada una de estas proposiciones cuando tratemos de cada óxido en particular.

Digitized by Google

Combinacion de los metales con los metaloideos. La mayor parte de los metales se unen con casi todos los metaloideos y pueden combinarse con ellos en muchas proporciones, como ya lo hemos dicho respecto á la combinacion de estos cuerpos entre sí. Aquí se observan aun las mismas leyes, es decir, que las relaciones en que se verifica esta union, son ordinariamente simples y en cantidades multíplices del número que representa el peso del átomo de los componentes.

Las combinaciones que pueden formar los metales con el azufre, el cloro, el iodo, el bromo &c., están tambien sometidas á las mismas leyes que las que ya hemos reconocido. Se obtienen directamente cuando el metal tiene mucha afinidad con estos cuerpos ó por su reaccion sobre los compuestos en que entra.

Combinaciones de los metales entre sí ó aleaciones. Por último, los metales se combinan entre sí en un gran número de proporciones para constituir las aleaciones, algunas de las cuales se emplean en las artes. Estas combinaciones pueden verificarse en muchas proporciones.

Estado natural. Los metales se encuentran en el seno de la tierra en los terrenos primitivos ó en los secundarios, pero rara vez en los terrenos de aluvion; existen bajo cinco estados diferentes:

1.º Puros, es decir, no combinados con otros cuerpos; en este estado solo se encuentran el oro, la plata y algunos otros metales que tienen poca afinidad con el oxígeno; entonces se los designa con el nombre de *metales nativos ó vírgenes.*

2.º Unidos con otros metales y formando aleaciones, como el platino que se halla aleado con un gran número de metales &c.

3.º En estado de óxidos, y son los que tienen mucha afinidad con el oxígeno, como el hierro, el manganeso, el estaño y el zinc.

4.º Combinados con ciertos metaloides, tales como el azufre, el selenio, el cloro y el iodo, y for-

Digitized by Google

mando sulfuros, seleniuros, cloruros, ioduros; muchas de estas combinaciones son muy abundantes en la naturaleza.

5.º En el estado de sales: tales son muchos óxidos metálicos que se encuentran unidos á los ácidos minerales y forman sales, algunas de las cuales existen en gran cantidad y constituyen una parte de nuestro globo.

Clasificacion de los metales segun su afinidad con el oxígeno. Una de las clasificaciones mas metódicas que se han establecido, es la de Mr. Thénard. En esta clasificacion están divididos los cuerpos en secciones, segun la afinidad que tienen con el oxígeno.

Digitized by Google

SECCION 1.ª	SECCION 2.ª	SECCION 3.ª	SECCION 4.ª	SECCION 5.ª	SECCION 6.ª
Potasio.	Aluminio.	Manganeso.	Niquel.	Mercurio.	Oro.
Sodio.	Torio.	Hierro.	Cobalto.	Osmio.	Plata.
Litio.	Glucinio.	Zinc.	Plomo.		Platino.
Calcio.	Itrio.	Cadmio.	Cobre.		Paladio.
Bario.	Circonio.	Estaño.	Uranio.		Iridio.
Estroncio.	Magnesio.		Cerio.		Rodio.
			Lántalo.		
			Bismuto.		
			Titano.		
			Antimonio.		
			Teluro.		
			Colombio.		
			Molibdeno.		
			Tungsteno.		
			Cromo.		
			Vanadio.		

Digitized by Google

Seccion 1.ª La seccion primera comprende los metales que tienen tan grande afinidad con el oxígeno que le absorben directamente á la temperatura ordinaria, y descomponen instantáneamente el agua dejando el hidrógeno en libertad.

Seccion 2.ª La seccion segunda comprende los metales cuyos óxidos son irreducibles por el carbono, que á la temperatura ordinaria no tienen accion sobre el oxígeno ni sobre el aire ni sobre el agua, pero que descomponen esta lentamente á + 100°.

Seccion 3.ª La seccion tercera, los metales que solo se oxidan al aire húmedo ó á una temperatura elevada, descomponen el agua al calor rojo, y cuyos óxidos son reducibles por el carbon.

Seccion 4.ª La seccion cuarta, los metales que no descomponen el agua á ninguna temperatura, pero que absorben el oxígeno á un calor rojo. Muchos de ellos forman ácidos oxigenados.

Seccion 5.ª La quinta, los que no descomponen el agua á ninguna temperatura, absorben el oxígeno bajo el calor rojo, y sus óxidos son reducibles por solo el calor.

Seccion 6.ª Finalmente la sexta, los metales que tienen poca afinidad con el oxígeno, al cual no pueden absorber directamente á ninguna temperatura, y cuyos óxidos que se forman por reaccion química, se reducen fácilmente por medio del calor.

Los metales incluidos en las dos primeras secciones, son los radicales de los compuestos que en otro tiempo se llamaban *álcalis* y *tierras*, para distinguirlos de los demás óxidos metálicos que podian reducirse al estado metálico por solo el carbon.

Las otras cuatro contienen todos los metales que segun la polaridad eléctrica de su combinacion con el oxígeno, han sido distinguidos en *metales electro-negativos* y *metales electro-positivos*. Los primeros combinándose con el oxígeno, tienen mas tendencia á formar ácidos ó compuestos electro-negativos que á formar bases; de este número son el *antimonio*, el *cromo*,

Digitized by Google

el *molibdeno*, el *tungsteno*, el *lántalo ó colombio*, el *teluro* y el *titano*. Los segundos dan con el oxígeno compuestos electro-positivos que hacen oficio de base.

Muchos metales referidos en las secciones que acabamos de exponer, no tienen uso alguno ni en las artes ni en medicina, y muchos de ellos son raros, por lo que solo indicaremos su existencia, exponiendo brevemente su historia y sus propiedades principales.

CAPITULO II.

POTASIO.

NOCIONES SOBRE EL DESCUBRIMIENTO DE ESTE METAL. DIFERENTES MODOS DE EXTRAERLO. SUS COMPUESTOS CON EL OXÍGENO, EL CLORO, EL BROMO, EL IODO, EL AZUFRE, EL FÓSFORO Y EL CIANÓGENO.

Historia. Davy, químico inglés, ensayando la accion de la pila sobre la sustancia designada entonces con el nombre de potasa, cuya composicion se desconocia, descubrió este metal en 1807.

Accion de la pila galvánica sobre la potasa. Si se coloca un pedazo de potasa cáustica un poco húmeda, sobre un disco de platina situado en el polo negativo de una pila galvánica en accion, y se pone en comunicacion la potasa con el alambre que termina el polo positivo, esta sustancia se descompone poco á poco; se observa en la extremidad del alambre positivo un desprendimiento de gas que se reconoce fácilmente ser gas oxígeno, y se manifiestan sobre el disco en contacto con el alambre negativo, unos glóbulos muy brillantes, análogos á los del mercurio. Al examinar las propiedades de estos glóbulos, reconoció Davy que absorbian con avidez el oxígeno, y se convertian en

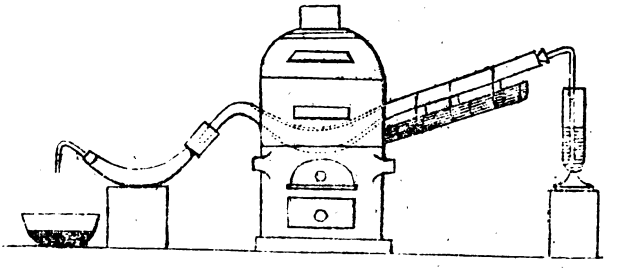
Digitized by Google

potasa enteramente semejante á la que se habia descompuesto; por consiguiente dió á esta base metálica el nombre de *potasio*. Muy pronto extendió sus investigaciones á los demás álcalis y tierras, y generalizó este gran descubrimiento demostrando que eran verdaderos óxidos metálicos, análogos á la potasa.

Procedimiento de MM. Gay-Lussac y Thénard para descomponer la potasa. Con este procedimiento solo se obtienen cantidades muy pequeñas de este metal, insuficientes para estudiar todas sus propiedades. MM. Gay-Lussac y Thénard descubrieron poco tiempo despues que se podia descomponer la potasa á una temperatura elevada por el hierro, y obtener por este medio grandes cantidades de potasio; entonces se reconoció y examinó con el mayor cuidado las propiedades de este metal, por un lado por los químicos franceses, y por otro por Davy.

En los laboratorios se egecuta la descomposicion de la potasa por dos procedimientos.

Procedimiento primero. Se elige un cañon de fusil sin recámara, que se limpia bien por dentro con arena y agua. Despues de haberle enjugado y secado, se le enrojece en la forja, y se le encorva como lo representa la figura siguiente.



Se cubre de luten formado con una gran cantidad de arena y arcilla la parte media de este tubo, y se le deja secar durante muchos dias á la temperatura ordinaria

Digitized by Google

y despues á una temperatura mas elevada. Ejecutado todo esto, se llena de pedazos de hierro, bien limpios del orin por la trituracion, la parte del fusil que está colocada en un horno largo de reverbero; se introduce despues en la parte mas elevada de este cañon, situada fuera del horno, pedazos de potasa cáustica de modo que le llene casi enteramente. Se tapa por este lado la extremidad del cañon de fusil con un tapon de corcho que deja pasar un tubo de vidrio encorvado; se adapta á la otra extremidad una alargadera de cobre que se abre en dos partes, y que está tambien tapada con otro tapon de corcho provisto de un tubo encorvado á propósito para conducir los gases.

Preparado de este modo el aparato, se coloca debajo de la parte del cañon que contiene la potasa, una rejilla semicilíndrica de alambre de hierro, y se sujeta el cañon en el hornillo con ladrillos y luten infundible. Despues de haber introducido el cañon de un fuelle debajo del cenicero, se tapan todas las aberturas del horno con pedazos de ladrillo y luten que se dejan secar bien.

Cuando se quiere empezar la operacion, se vierte por la chimenea unas veces carbones hechos ascua y otras carbones apagados, hasta que el horno esté casi lleno; despues se rodea con un lienzo mojado la parte del tubo que contiene la potasa para impedir que se funda, y se excita poco á poco una ligera corriente de aire hasta hacerla lo mas fuerte posible. Cuando el tubo de hierro está calentado al rojo casi blanco, se quita el lienzo mojado que rodea la otra parte del tubo, y se funde poco á poco la potasa colocando primero algunas ascuas en la parte mas baja de la rejilla. Luego que se ha fundido la potasa, corre á la parte del cañon que contiene los pedazos de hierro; aquí hallándose en contacto con este metal á una temperatura muy elevada, se descompone inmediatamente: el hierro se apodera del oxígeno de la potasa y forma óxido de hierro, y el potasio que ha quedado libre se volatiliza y se condensa en la alargadera de co-

Digitized by Google

bre que se mantendrá fria con un lienzo mojado. Como la potasa que se emplea contiene gran cantidad de agua con que está combinada, esta última se descompone tambien, y da cierta cantidad de gas hidrógeno que se desprende por la extremidad del tubo del lado de la alargadera. Este gas se inflama algunas veces espontáneamente llevando consigo cierta cantidad de potasio en vapores. Su rápido desprendimiento es un signo cierto de que prosigue bien la operacion; cuando se hace lenta, se funde una nueva porcion de potasa poniendo carbones hechos ascuas sobre la rejilla encima de las primeras, y se continúa así hasta que se haya fundido toda la potasa.

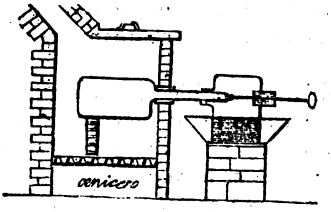
Si por casualidad el calor no fuese bastante elevado, la potasa fundida obstruiria el cañon y el gas dejaria de desprenderse por el tubo colocado en la alargadera, y saldria por el tubo opuesto. Entonces sería necesario activar la combustion en el hornillo soplando mas, y proseguiria de nuevo la operacion. Pero cuando cesa de pronto el desprendimiento, sin embargo de la alta temperatura producida, se debe presumir con razon que se ha fundido el luten por no haber podido resistir la violencia del fuego, lo cual puede favorecer la fusion del tubo mismo por haberse puesto en contacto con el carbon.

Cuando ha salido bien la operacion, se halla el potasio condensado en parte en la alargadera de cobre y en parte en la porcion contigua del cañon de fusil; entonces se le extrae por medio de una varilla de hierro encorvada, y se le hace caer en un frasco que contenga cierta cantidad de aceite de petroleo rectificado; 100 partes de hidrato de potasa fundido dan de 15 á 20 partes de potasio.

Para reunir este metal en una sola masa se ponen los pedazos que se han obtenido en un tubo de vidrio tapado, con cierta cantidad de aceite de petroleo, y se los funde debajo de este líquido malaxándolos con un tubo, ó bien se le divide en bolitas pequeñas del grosor de un guisante.

Digitized by Google

Procedimiento segundo. El otro procedimiento indicado por Curaudau y perfeccionado por Mr. Brunner, farmacéutico en Berne, suministra este metal á menos coste. Consiste en calcinar en un cilindro de hierro batido que hace oficio de retorta, tártaro carbonado (mezcla íntima de carbon y carbonato de potasa) con $\frac{1}{14}$ de su peso de carbon de leña, que está destinado á impedir que se funda la masa. Se atornilla á la abertura del cilindro un trozo de cañon de fusil de 6 á 8 pulgadas, que conduce los vapores á un recipiente cuadrado de cobre lleno en parte de aceite de petroleo (*véase* la figura).



Este recipiente tiene un agujero por el cual, por medio de un tapon, se introduce una varilla de hierro en un tubo conductor para desatascarle cuando se obstruya por la condensacion del potasio. La vasija de hierro cubierta de una capa delgada de luten térreo deberá estar colocada horizontalmente en un buen hornillo de viento y calentada al rojo. Durante esta operacion se desprende gran cantidad de gas óxido de carbono que arrastra consigo potasio, y un compuesto particular formado de carbono, oxígeno y potasa que atascan frecuentemente el cañon de fusil. Segun Gmelin este compuesto estaria formado de un ácido particular, al cual se ha llamado ácido crocónico, de χρουσου, amarillo, á causa de su color. Este ácido contiene $C^8 O^4$.

Digitized by Google

Segun M. Brunner, 100 partes de tártaro dan despues de haber sido carbonizadas 3 gramas de potasio.

192 gramas de carbonato de potasa y 96 gramas de carbon mezcladas, han producido calcinándolas 12 gramas de potasio.

Propiedades. El potasio á la temperatura ordinaria es sólido, con mucho brillo plateado; si está blando, se le puede comprimir entre los dedos y cortarle con la mayor facilidad como si fuese cera blanda. Solo puede percibirse su brillo plateado cuando está recien cortado, porque se altera pronto al aire y se empaña oxidándose. Tiene menos densidad que el agua y es de 0,865 á +15°. Entra en fusion á +58°, y empieza á volatilizarse á un calor rojo formando vapores verdes. Solo puede comprobarse esta propiedad calentando este metal en una campana que contenga gas azoe.

Accion del aire. El potasio es buen conductor del fluido eléctrico como los demás metales. Expuesto al aire á la temperatura ordinaria se oxida con rapidez y se cubre de una capa blanquecina de óxido de potasio. La absorcion del gas oxígeno es mas pronta en caliente, pues apenas se ha fundido este metal, se inflama y arde vivamente produciendo mucho calórico y luz y pasa al estado de óxido de color amarillento. Esta grande accion del potasio sobre el aire indica por consiguiente que es necesario conservarle al abrigo del aire; por esto se le cubre de una capa de aceite de petroleo en los frascos en que se le guarda.

Accion del agua. Cuando se echa un pedacito de este metal en agua, obra sobre ella con violencia, da vueltas sobre su superficie, gira sobre sí mismo y arde con una hermosa llama rojiza un poco violada. Es tan considerable el calor producido á consecuencia de la descomposicion del agua, que el gas hidrógeno que se desprende se inflama al contacto del aire, y la parte central del potasio, que aun no ha sido tocado por el agua, se inflama de tal modo que al fin se enrojece y

Digitized by Google

presenta de este modo el aspecto de un globo rojo de fuego que corre por la superficie del agua, y se rompe despues con una ligera explosion. Se halla en el agua el protóxido de potasio que se ha formado, y se demuestra fácilmente su presencia si se ha tenido cuidado de dar color al agua con un poco de girasol enrojecido, que entonces se vuelve azul.

Introduciendo debajo de una campana llena de mercurio y que contenga un poco de agua un pedazo de potasio envuelto en un papel, apenas el metal está en contacto con el agua, egerce una accion viva sobre ella con luz y desprende gas hidrógeno que se puede medir y reconocer.

COMPUESTOS DE POTASIO CON EL OXÍGENO.

(*Protóxido de potasio*, *potasa*, *deutóxido de potasio.*)

El potasio se combina directamente con el oxígeno en dos proporciones. La combinacion menos oxigenada se encuentra abundantemente en la naturaleza unida á otros cuerpos; la otra solo puede obtenerse directamente calcinando el metal ó su protóxido en el oxígeno ó en el aire.

La sustancia blanca que se forma en la superficie del potasio expuesto al aire á la temperatura ordinaria es sin duda protóxido; pero es difícil obtenerle puro por este medio.

Preparacion del protóxido. En los laboratorios se obtiene comunmente este protóxido de algunas de sus combinaciones con los ácidos; pero entonces queda combinado con cierta cantidad de agua, y constituye un hidrato de protóxido de potasio. Solo puede obtenerse este protóxido anhidro combinando potasio con la cantidad exacta de oxígeno que debe absorber para pasar al primer grado de oxidacion.

Este óxido se halla en la naturaleza combinado con los ácidos azóico, sulfúrico, fosfórico y con ciertos ácidos orgánicos, y entonces forma sales que existen en la

Digitized by Google

mayor parte de los vejetales y que hacen parte de las cenizas que se obtienen por la combustion. Pero como por la accion del fuego sobre estos vejetales se descomponen los mismos ácidos orgánicos, se sigue de aquí que el protóxido de potasio, á que estaban unidos primitivamente, se ha combinado con el ácido carbónico producido, para formar el subcarbonato de potasa que se halla en mayor ó menor cantidad en estas cenizas.

Potasa del comercio. En el comercio se da impropiamente el nombre de *potasa* al residuo de la evaporacion de la lejía de estas cenizas, residuo que contiene con el subcarbonato de potasa que entonces se halla formado, una gran cantidad de sales extrañas á la potasa. Con todo, este producto se emplea en las artes, en que la presencia de estas sales no pueden perjudicar en ciertas fabricaciones, para las cuales se le busca á causa de su poco coste.

Se podria usar la potasa en los laboratorios para obtener el protóxido de potasio puro; pero como sería necesario someterla á largas purificaciones antes de emplearla, se sigue generalmente otro procedimiento que aunque es mas costoso, da mejor resultado.

Extraccion del protóxido de potasio. Se toman dos partes de tartrato acídulo de potasa en polvo; sal compuesta de un ácido orgánico y de protóxido de potasio; se la mezcla íntimamente con una parte de azoato de potasa igualmente en polvo. Se echa en diferentes veces esta mezcla en una caldera de hierro colado, cuyo fondo se ha enrojecido por haberse expuesto sobre un hornillo lleno de ascuas. Inmediatamente que se ha expuesto estas dos sales á esta temperatura, hay una deflagracion viva; los elementos del ácido tártrico se combinan en otro órden para producir combinaciones volátiles y gaseosas, mientras que el mismo ácido azóico se ha descompuesto por una porcion del carbono y del hidrógeno del ácido tártrico. Resulta un desprendimiento considerable de un humo blanco, picante, que proviene de la combus-

Digitized by Google

tion del ácido tártrico, del agua en vapor, del hidrógeno carbonado sin duda, del gas azoe, algunas veces del deutóxido de azoe, y siempre del gas ácido carbónico, y una parte de este queda unido á la potasa de dos sales, y forma el carbonato de potasa, que se halla en el fondo de la caldera con el exceso de carbono que no ha podido quemarse.

Cuando se prepara esta sal de este modo, se la disuelve en cerca de doce veces su peso de agua de rio, para separarla del carbon por medio de la filtracion, y se añade poco á poco un peso igual de cal viva que se ha apagado antes. Se hierve esta mezcla en una caldera de hierro colado durante cerca de una hora, teniendo cuidado de menearla de cuando en cuando con una cuchara de hierro ó con una espátula, y se añade por intervalos agua para reemplazar la que se evapora. El carbonato de potasa se descompone poco á poco por la cal; se forma subcarbonato de cal, y el óxido de potasio que ha quedado en libertad queda disuelto en el agua. Se conoce que se ha verificado enteramente la descomposicion filtrando parte del licor dilatado en agua, y vertiendo en él agua de cal que ya no debe formar precipitado blanco. Entonces se aparta la caldera del fuego, y se filtra el licor por un lienzo tupido y fijo por las cuatro puntas sobre un marco de madera. El subcarbonato de cal y el exceso de cal quedan sobre la tela, mientras que pasa fácilmente la disolucion de potasa y se la puede recoger en vasijas á propósito. Se echan sobre el filtro las primeras porciones que han colado y que siempre están un poco turbias. Se lava despues el residuo sobre la tela con agua hirviendo hasta que el agua que filtra no tenga sabor.

Entonces es necesario evaporar rápidamente el licor en una caldera de plata, y cuando se ha reducido á una materia que sin embargo de la elevacion de la temperatura está en fusion tranquila, se la echa en otra caldera ó mas bien se sumerge en agua fria el exterior de la caldera de plata en donde se hace

Digitized by Google

la operacion. La materia que al enfriarse puede amoldarse cuando se la esparce por las paredes de la vasija, se separa fácilmente de ellas cuando ha adquirido solidez. La sustancia que se obtiene por este procedimiento es protóxido de potasio hidratado ó *potasa cáustica por la cal.*

Preparacion de la potasa por el alcohol. Como este protóxido contiene siempre algunas sales extrañas y principalmente el subcarbonato de potasa que se forma durante la evaporacion, se le purifica para uso de los laboratorios de química, tratándole por el alcohol que disuelve el protóxido de potasio y aisla las demás sales. Se practica esta purificacion concentrando la disolucion de protóxido de potasio hasta la consistencia de jarabe, dejándola enfriar y agitándola en un frasco con cuatro veces su peso de alcohol á 36°. Cuando están bien separadas las sales, se decanta con un sifon la disolucion alcohólica, y se la destila en una retorta para no perder alcohol, hasta que se haya reducido á la tercera parte de su volúmen. Entonces se debe evaporar el residuo contenido en la retorta á un fuego fuerte en una caldera de plata, y se le cuela como en la primera operacion. Antes de proceder á esta última operacion, se debe quitar con una cuchara de plata una materia carbonosa que se separa á consecuencia de la accion del óxido de potasio sobre los elementos del alcohol.

El producto suministrado por esta segunda operacion es el protóxido de potasio puro que aun se conoce con el nombre de *potasa por el alcohol.* Contiene una proporcion de agua que el calor no puede quitar, lo que le constituye en estado de hidrato. Se le debe guardar en frascos tapados.

Propiedades. El hidrato de protóxido de potasio ó potasa es blanco, sólido, quebradizo y muy cáustico. Es tan grande su accion con las materias orgánicas que descompone casi todas, por lo cual es un veneno violento; expuesto á la accion del fuego, entra en fusion á un calor bajo el rojo, y no experimenta

Digitized by Google

ninguna alteracion sino está al contacto del aire; en el caso contrario absorbe una parte del oxígeno y del ácido carbónico de este fluido, pierde parte de su agua y se trasforma en deutóxido. Tiene tanta afinidad con el agua, que atrae con avidez el vapor que se halla contenido en el aire y se convierte en líquido; al mismo tiempo absorbe tambien el ácido carbónico.

Accion del agua. El hidrato de potasa es muy soluble; puede disolverse en menos de su peso de agua á la temperatura ordinaria. En este estado se emplea principalmente como reactivo. Cuando está disolucion está convenientemente concentrada, puede cristalizar si se la enfria al abrigo del aire. Se forman cristales en láminas muy grandes; que son otra combinacion de agua y protóxido de potasio, que contiene 0,43 de agua; algunas veces estos cristales presentan octáedros agrupados.

El hidrato de protóxido de potasio fundido contiene una proporcion de agua que se eleva, segun algunos experimentos, á 18 por 100, ó un átomo de agua por un átomo de potasio ($KO+H^2O$). Es fácil evaluar esta cantidad combinando un peso conocido de protóxido de potasio hidratado con una porcion de ácido bórico vitrificado. La diferencia de peso, despues de la calcinacion, dará á conocer la cantidad de agua contenida en la potasa. Tambien puede servir el ácido silícico para determinar la cantidad de agua; porque el protóxido de potasio, combinándose con este ácido, abandona enteramente el agua que contenia. Puede hacerse fácilmente el experimento en un tubo de vidrio tapado.

Composicion. La composicion elemental de este protóxido anhidro puede deducirse del volúmen de hidrógeno que da un peso conocido de potasio obrando sobre el agua, puesto que descomponiéndola se convierte siempre en protóxido. Este es el medio que han empleado MM. Gay-Lussac y Thénard (*Investig. físico-químicas*, t. I, pág. 117). Segun su análisis y

la de Berzélius el protóxido de potasio estaria formado de

Potasio.	83,05	1 átomo.
	ó	
Oxígeno. . . .	16,95	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = KO.

Se consigue tambien un resultado semejante deduciendo la composicion de este óxido de la de su sulfato neutro.

Usos. Se usa principalmente en medicina el protóxido de potasio, y se le coloca entre los cáusticos minerales; se le emplea para abrir cauterios; por esto se le conoce en farmacia con el nombre de *piedra de cauterio*, *potasa cáustica.* Comunmente se usa la que se prepara tratando las potasas del comercio por la cal. A veces se le da la forma de cilindros pequeños por medio de una rielera.

Se usa frecuentemente este hidrato puro en los laboratorios en un gran número de reacciones y descomposiciones químicas.

DEUTÓXIDO DE POTASIO.

Se obtiene este grado de oxidacion calentando el metal en un exceso de gas oxígeno y aun en el aire. La combinacion se verifica vivamente con gran desprendimiento de calórico y luz. Se le obtiene tambien calcinando al aire libre el hidrato de potasa fundido en un crisol de plata.

Propiedades. El deutóxido de potasio es sólido, de color amarillo verdoso, cáustico, fusible á una temperatura mas elevada que aquella en que se funde el hidrato de potasa. Es indescomponible por solo el calor, pero se reduce al estado de protóxido por la ma-

Digitized by Google

yor parte de los cuerpos combustibles ávidos de oxígeno, tales como el hidrógeno, el carbono y el azufre. Estos dos últimos se acidifican y se combinan con el protóxido.

Accion del aire y del agua. El deutóxido de potasio se descompone poco á poco al aire; absorbe la humedad, deja desprender parte de su oxígeno, y se trasforma por último en protocarbonato de potasio. Puesto en contacto con el agua, se descompone repentinamente con una viva efervescencia; pierde parte de su oxígeno que se pierde, y pasa al estado de protóxido que se disuelve.

Composicion. Este óxido, descubierto por MM. Gay-Lussac y Thénard, se compone de

Potasio. . .	12,02	1 átomo.
	ó	
Oxígeno. . .	87,98	3 átomos.
	100,00	

Su fórmula$=KO^3$.

Por consiguiente contiene tres veces mas oxígeno que el protóxido. Se le analiza fácilmente determinando la cantidad de oxígeno absorbido por cierto peso de potasio.

COMPUESTO DE CLORO Y POTASIO.

(*Cloruro de potasio.*)

Solo se conoce una combinacion que se halla formada en la naturaleza. Se la puede obtener directamente introduciendo en gas cloro pedazos delgados de potasio; estos arden con mucho brillo y se trasforman en una masa blanca, soluble enteramente en el agua y sin efervescencia.

Digitized by Google

Preparacion. Tambien puede formarse este compuesto de cloro y potasio exponiendo á una temperatura roja el protóxido de potasio y el cloro; este último se une con el metal y desprende el oxígeno. Tambien se le forma haciendo reaccionar el ácido clorhídrico sobre el protóxido de potasio ó el carbonato de potasa; de la descomposicion resulta agua y cloruro de potasio soluble.

Propiedades. El cloruro de potasio es blanco, sin olor, de sabor salado, un poco picante y amargo; es fusible á un calor rojo é indescomponible. El agua á + 15° disuelve la tercera parte de su peso, y el agua hirviendo ½ parte; cristaliza en cubos ó en prismas de cuatro lados. Estos cristales son poco alterables al aire y decrepitan al fuego.

Accion del agua. Cuando el cloruro de potasio se disuelve en el agua á la temperatura ordinaria, produce un frio mas considerable que el cloruro de sodio, porque una parte de este cloruro y cuatro partes de agua hacen bajar el termómetro 11°,4, mientras que en las mismas circunstancias la sal marina (cloruro de sodio) solo baja la temperatura 1°,9.

Composicion. Este cloruro está formado de

Potasio.....	52,44		1 átomo.
		ó	
Cloro.....	47,56		2 átomos.
	100,00		

Su fórmula = KCh^2.

En otro tiempo se conocia á este cloruro con el nombre de *sal febrífuga de Silvio* (muriáto de potasa); pero en la nueva nomenclatura se le dió primero el de *hidroclorato de potasa* porque se le consideraba como una sal. Se ha probado despues que era un simple compuesto de cloro y de potasio.

Digitized by Google

Estado natural. Se le halla en ciertos vejetales; disuelto en algunos humores animales con el cloruro de sodio, y en algunas aguas minerales, pero en muy corta cantidad. M. Vogel ha anunciado que se encuentra en ciertos pedazos de sal gema.

COMPUESTO DE BROMO Y POTASIO.

(*Bromuro de potasio.*)

Preparacion. Este compuesto, que es análogo al precedente por muchas de sus propiedades físicas, puede obtenerse tambien directamente. Se le prepara saturando una disolucion de hidrato de potasa por el bromo. La disolucion contiene á la vez bromato de potasa y bromuro de potasio formados por la descomposicion parcial de la potasa; se la evapora hasta sequedad, y se calcina el residuo en un crisol de platina para descomponer el bromato y convertirlo en bromuro, que se disuelve despues para que cristalice. Tambien se le puede preparar descomponiendo una disolucion de protobromuro de hierro por el carbonato de potasa.

Propiedades. El protobromuro de potasio se presenta cristalizado en cubos pequeños, blancos ó paralelipípedos rectangulares; su sabor es picante; no contiene agua de cristalizacion; calentado, decrepita y se funde despues sin alterarse; el agua le disuelve con facilidad.

Contiene un átomo de potasio y dos átomos de bromo. Su fórmula = KBr^2.

Los médicos han ensayado este compuesto en el tratamiento de las enfermedades escrofulosas.

Digitized by Google

COMPUESTO DE IODO Y POTASIO.

(*Ioduro de potasio.*)

Preparacion. Cuando el potasio está en contacto con el vapor de iodo, le absorbe con desprendimiento de luz, y se forma un compuesto blanco que es el ioduro de potasio. Se puede preparar este ioduro por muchos procedimientos: 1.º por la accion del ácido iodhídrico líquido sobre el protóxido disuelto en el agua, y evaporando el líquido se le puede obtener cristalizado; 2.º disolviendo el iodo en una disolucion de potasa y evaporando; 3.º por el protoioduro de hierro y el carbonato de potasa.

En los laboratorios se emplea este procedimiento económico. Se coloca en un globo 100 partes de limaduras de hierro, 50 de iodo y 500 de agua destilada; y se calienta hasta que el licor que tiene un color pardo se quede sin color. En este estado, filtrado este licor, contiene ioduro de hierro; se vierte en él poco á poco una disolucion de carbonato de potasa que le descompone, produciendo protocarbonato de hierro insoluble que se recoge sobre un filtro, é ioduro de potasio soluble. Para separar las últimas porciones de carbonato de hierro, se debe evaporar hasta la sequedad el licor filtrado, y disolviendo otra vez el residuo en un poco de agua hirviendo, da ioduro de potasio por cristalizacion.

Propiedades. El ioduro de potasio es blanco, sólido, fusible y un poco delicuescente, de sabor muy picante y un poco acre; se disuelve en el agua y en el alcohol, y cristaliza fácilmente en cristales gruesos, cúbicos, análogos á los de la sal marina. Estos cristales no contienen agua de cristalizacion (M. Gay-Lussac, *Anales de Química*, t. XCI). Calentados al abrigo del aire, no experimentan ninguna alteracion, y se funden encima del rojo.

Las disoluciones de cloro y bromo descomponen

Digitized by Google

la disolucion acuosa de ioduro de potasio. Añadiendo poco á poco estos cuerpos al ioduro de potasio, le dan primero un color amarillo anaranjado sustituyéndose al iodo que queda combinado con la porcion de ioduro no descompuesto; y cuando están en cantidades equivalentes al iodo, se precipita completamente este último bajo la forma de polvo pardusco.

Al principio se consideró á este ioduro de potasio como una sal, y se la conoció en cierta época con el nombre de *hidriodato de potasa.* Pero todo inclina á creer que es solo un compuesto binario de iodo y potasio; porque si se le disuelve en el agua y se le hace cristalizar, no aumenta de peso, como deberia suceder si se trasformase en hidriodato por la descomposicion del agua (Gay-Lussac).

Composicion. Este ioduro está compuesto de

Iodo.	76,26	2 átomos.
	ó	
Potasio.	23,74	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula $= KI^2$.

Estado natural. Este ioduro existe en la naturaleza aunque en corta cantidad. Se le halla en ciertas plantas marinas, tales como los fucos y los varec; muchas producciones animales le contienen, como las esponjas y algunas cubiertas de moluscos. Se le ha encontrado tambien disuelto en algunas aguas saladas y minerales.

Usos. El doctor Coindet, de Ginebra, ha preconizado este compuesto en el tratamiento de los bocios, á los que funde en muy poco tiempo. Se le ha introducido en el arte de curar por haber observado la presencia del iodo en las esponjas y en los fucos calcinados que en otros tiempos se empleaban con buen éxito en el tratamiento de estas enfermedades.

Digitized by Google

Se le administra interiormente á cortas dosis á causa de su accion enérgica sobre la economía. Al exterior se le emplea mezclado con manteca, y forma pomadas que se usan mucho para resolver los infartos glandulosos; y algunos ensayos sueltos han enseñado que son muy útiles en ciertos dolores artríticos y en el tratamiento de las enfermedades escrofulosas.

COMPUESTOS DE AZUFRE Y POTASIO.

(*Sulfuros de potasio.*)

Calentando juntos azufre y potasio se unen en gran número de proporciones, y forman muchos compuestos; es tan combustible este metal que no se le puede combinar directamente sino en un gas impropio para la combustion, por ejemplo, en el gas azoe puro.

Cuando se calientan estos dos cuerpos en medio de este gas, se combinan pronto con desprendimiento de calórico y luz: se obtiene una materia fundida de color gris oscuro. Este compuesto se disuelve en el agua sin producir efervescencia, y le da un color amarillo mas ó menos oscuro segun la proporcion del azufre combinado. Esta disolucion se descompone por todos los ácidos que desprenden ácido sulfhídrico y precipitan azufre, uniéndose con el óxido de potasio que se forma á consecuencia de la descomposicion instantánea del agua.

Protosulfuro de potasio. Cuando el azufre y el potasio están combinados en la proporcion de un átomo de azufre y otro de potasio, este compuesto, que corresponde al protóxido de potasio, se disuelve en el agua sin darle color, ó uno poco sensible; se desprende un poco ácido sulfhídrico sin precipitar azufre por los ácidos. Se ve entonces que por la accion de los ácidos y del agua, el oxígeno y el hidrógeno de esta se hallan en las relaciones suficientes para oxidar por un lado el potasio, y formar por el otro con todo el azufre ácido sulfhídrico.

Digitized by Google

Si es mayor la proporcion del azufre en el sulfuro, deberá precipitarse, lo cual sucede en los casos en que en lugar de operar sobre un protosulfuro se opera sobre un bisulfuro ó trisulfuro.

El protosulfuro de potasio calentado al aire, arde con brillo y se trasforma en sulfato de potasa. Los demás sulfuros, independientemente de este último, dan por la combustion mas ó menos ácido sulfuroso.

Preparacion. Se puede obtener el sulfuro de potasio calcinando en un crisol brascado el sulfato de potasa, ó poniendo á una temperatura elevada esta sal en contacto con el gas hidrógeno seco. Es fácil hacer este último experimento colocando el sulfato de potasa en una canalita de platina que se introduce en un tubo de porcelana, calentando el tubo hasta el rojo y dirigiendo por él una corriente de hidrógeno seco.

Sulfhidrato de sulfuro de potasio. El protosulfuro de potasio goza de la propiedad de combinarse con el gas sulfhídrico, y de formar un compuesto que han descubierto Gay-Lussac y Thénard. Se le puede obtener calentando el potasio en un exceso de gas sulfhídrico: una parte de este gas se descompone, se desprende hidrógeno y se forma sulfuro de potasio que se une con una porcion de ácido sulfhídrico no descompuesto, para constituir lo que se designa con el nombre de *sulfhidrato de sulfuro de potasio.* Este último hace al parecer funcion de óxido en esta combinacion.

Accion del azufre sobre la potasa. Hace mucho tiempo que se conoce en farmacia con el nombre impropio de *sulfuro de potasa*, á un compuesto que se obtiene por la reaccion del azufre sobre el óxido de potasio. En otro tiempo se le designó tambien con el nombre de *hígado de azufre*, á causa de su aspecto físico análogo al del hígado de los animales.

Por los trabajos notables de MM. Vauquelin, Gay-Lussac y Berzélius sobre los sulfuros, se sabe que este compuesto debe sus propiedades á un poli-

Digitized by Google

sulfuro de potasio que queda mezclado con el sulfato de potasa formado por la descomposicion de esta misma.

Preparacion del hígado de azufre. Para obtenerle se mezclan partes iguales de azufre sublimado y carbonato de potasa puro y seco. Se introduce esta mezcla en un globo de vidrio de fondo plano, y se le calienta en el baño de arena, hasta que el producto esté en fusion tranquila. En esta época se aparta la vasija del fuego, se la deja enfriar y despues de haberla roto, se saca el sulfuro que se le debe conservar en frascos bien tapados.

Propiedades. Este compuesto se presenta en pedazos sólidos, de color rojo de hígado, de sabor acre y sulfuroso. Expuesto al aire, se humedece y despide un olor fuerte á huevos podridos; exponiéndole por mucho tiempo pierde el color, se descompone y pasa al estado de hiposulfito de potasa absorbiendo el oxígeno de aire.

Segun la teoría deducida de la experiencia, el azufre en la operacion anterior, reaccionando sobre el carbonato de potasa, desaloja todo su ácido carbónico; se descomponen las tres cuartas partes del óxido de potasio, su oxígeno se une con una porcion de azufre para formar ácido sulfúrico que se combina con otra cuarta parte de óxido no descompuesto, mientras que el potasio obra sobre otra parte de azufre para formar el sulfuro de potasio. Por consiguiente este compuesto es una mezcla de polisulfuro de potasio y de sulfato de potasa. Se puede comprobar que es esta su composicion determinando, como lo ha hecho Vauquelin, las cantidades de azufre absorbidas, la del óxido contenido en el carbonato de potasa y la proporcion de sulfato de potasa formado (*Anales de Química y de Física*, tomo VII.).

Cuando el azufre reacciona á un calor suave sobre el hidrato de óxido de potasio, se descompone tambien el óxido, como lo ha observado M. Gay-Lussac (*Anales de Química*, t. LXXVIII, p. 86). En este caso se forma un sulfito ó un hiposulfito de potasa

Digitized by Google

y sulfuro de potasio, á una temperatura mas elevada; no puede formarse este hiposulfito, porque esta sal se descompone fácilmente por el calor; pero se obtiene sulfato de potasa y sulfuro de potasio. Se puede comprobar estos resultados calentando á un calor suave en un matraz pequeño flores de azufre con hidrato de potasa hasta que se hayan combinado, y haciendo el mismo experimento á una temperatura mas elevada. El primer producto, disuelto en el agua privada de aire, formará con el azoato de barita un precipitado blanco cristalino de hiposulfito de barita, soluble en una gran cantidad de agua, mientras que el segundo dará con la misma sal un precipitado de sulfato de barita enteramente insoluble.

Usos. El sulfuro de potasa se emplea con frecuencia en medicina; se le pulveriza y se le mezcla con manteca y constituye una pomada que se usa en el tratamiento de las enfermedades cutáneas. Se usa tambien su disolucion acuosa para componer los baños, y las lociones para curar la sarna y las herpes.

Preparacion económica del sulfuro de potasa. Los farmacéuticos le preparan comunmente fundiendo en una marmita de hierro colado cerrada con su tapadera, una mezcla de dos partes de potasa del comercio y una parte de flores de azufre. Cuando está fundida la materia se la echa sobre un mármol dado de aceite, ó lo que es mejor en moldes de palastro, á los que se cubre con una tapadera para libertar del aire al sulfuro. Este sulfuro es mucho mas impuro porque contiene las sales extrañas que se hallan en la potasa del comercio. Tiene un color amarillo verdoso, y cuando se le disuelve en agua deja un residuo verde negruzco de sulfuro de hierro. Se le usa principalmente en medicina y en veterinaria para preparar los baños sulfurosos.

Con el mismo objeto se prepara tambien el sulfuro de potasa líquido disolviendo un tercio de azufre en una disolucion de potasa cáustica que marque 35° en el areómetro. Debe hacerse esta disolucion en un

Digitized by Google

matraz de vidrio que se calienta, ó á fuego descubierto ó en un baño de arena hasta que se disuelva completamente el azufre. Este producto líquido es una mezcla de sulfuro de potasio y de hiposulfito de potasa. Se le debe conservar resguardado del aire y en frascos tapados.

COMPUESTO DE SELENIO Y POTASIO.

(*Seleniuro de potasio.*)

El selenio se combina en caliente con el potasio, y produce un compuesto sólido, soluble en el agua, descomponible al aire que precipita selenio en polvo rojo; los ácidos desprenden de él gas selenhídrico. Este seleniuro sirve para preparar el ácido selenhídrico (*V.* esta palabra).

COMPUESTO DE FÓSFORO Y POTASIO.

(*Fosfuro de potasio.*)

El fósforo y el potasio se combinan por medio de un calor suave con desprendimiento ligero de luz. El fosfuro que se obtiene es sólido, de color de chocolate; pero cuando el potasio se halla en exceso, es gris oscuro con brillo metálico, lo cual anuncia al parecer que este metal puede unirse en diferentes proporciones con el fósforo.

El fosfuro de potasio es tan combustible que arde cuando se le expone al aire; puesto en contacto con el agua, la descompone repentinamente con una especie de explosion, dando gas hidrógeno perfosforado que se inflama, é hipofosfito de potasa.

Solo puede obtenerse este fosfuro por la reaccion del fósforo sobre el óxido de potasio que contiene siempre agua. En este caso se forma hidrógeno fosforado y ácido fosfórico, y este último se une con el óxido de potasio.

Digitized by Google

COMPUESTO DE AZOE Y POTASIO.

(*Azouro de potasio.*)

El potasio y el azoe no pueden unirse directamente ni en frio ni en caliente; pero cuando se calienta hasta el rojo el potasio en el gas amoniaco, se descompone éste y se forma azouro de potasio. Este compuesto tiene un color verde de oliva; puesto en contacto con el agua, se descompone: el oxígeno del agua se combina con el potasio, y el hidrógeno con el azoe para volver á formar amoniaco. Cuando no ha sido bastante fuerte la calcinacion, queda una porcion de amoniaco unido al azouro, y aun cantidades variables segun los grados de calor á que se ha expuesto este producto.

Composicion. Este azouro está formado de

Potasio. . .	89,25	3 átomos.
	ó	
Azoe.	10,75	2 átomos.
	100,00	

Su fórmula $= K^3Az^2$.

COMPUESTO DE ARSÉNICO Y POTASIO.

(*Arseniuro de potasio.*)

Preparacion. Se forma este compuesto calentando potasio y arsénico en gas azoe puro; los dos primeros cuerpos se unen desprendiendo luz, y de aquí resulta un compuesto de color pardo castaño cuando el potasio está en exceso, y gris brillante cuando predomina el arsénico. Este arseniuro descompone el agua instantáneamente, y se obtiene gas hidrógeno arsenia-

Digitized by Google

do, hidrógeno, hidruro de arsénico que se precipita en copos pardos, y protóxido de potasio que queda disuelto.

No se ha determinado su composicion.

COMPUESTO DE CIANÓGENO Y POTASIO.

(*Cianuro de potasio.*)

Preparacion. Se obtiene este compuesto de diversos modos: 1.º calentando el potasio en el gas cianógeno; 2.º echando en una retorta de gres cianuro doble de hierro y de potasio

El residuo de esta calcinacion es cianuro de potasio fundido que se halla encima de una masa negra, compuesta de hierro y carbon dividido. Se despega el primer producto y se le conserva al abrigo del aire.

Propiedades. El cianuro de potasio es blanco, de sabor alcalino y amargo con un gusto de almendras amargas. Expuesto al aire, se humedece y esparce el olor del ácido cianhídrico. El agua y el alcohol le disuelven con facilidad. Estas disoluciónes se descomponen al aire por el ácido carbónico y el oxígeno, se forma carbonato de potasa y ácido cianhídrico que se desprende.

La disolucion de este cianuro se descompone por todos los ácidos aunque estén debilitados, que desprenden ácido cianhídrico. Calentado al abrigo del aire, se descompone trasformándose en amoniaco y en formiato de potasa.

Este cianuro debe estar compuesto, como lo indica la teoría, de un átomo de potasio y dos átomos de cianógeno.

Su fórmula $= K, C^2 Az^2$ ó $K Cy^2$.

El cianuro de potasio es muy venenoso en razon de la facilidad con que se descompone, y del ácido cianhídrico que se forma en presencia del aire y de los ácidos. Se le emplea en medicina en las mismas circunstancias que el ácido cianhídrico.

Digitized by Google

CAPITULO III.

SODIO.

SU EXTRACCION, SUS PROPIEDADES, SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO, EL CLORO, EL AZUFRE &c.

Davy descubrió este metal, que forma la base de la sosa, poco tiempo despues del potasio, sometiendo la sosa á los mismos experimentos que le indujeron á descomponer la potasa. Reconoció que estaba compuesto, lo mismo que la potasa, de oxígeno y de una base metálica, á la cual dió el nombre de *sodio.*

Preparacion. Se puede obtener este metal, que tiene mucha analogía con el potasio, descomponiendo la sosa por la electricidad, ó por el fuego á una temperatura elevada; pero como son mas dificiles estas descomposiciones, la tension eléctrica debe ser mucho mayor y la temperatura mucho mas elevada que para preparar el potasio.

MM. Gay-Lussac y Thénard han observado que no podia descomponerse bien la sosa por el hierro si no contenia esta una á dos centésimas partes de potasa.

Segun Hermann, se puede tambien extraer el sodio del mismo modo que el potasio por el procedimiento de Brunner, esto es, calentando en el aparato descrito con este objeto el residuo de la calcinacion del tartrato de sosa (*mezcla íntima de carbon y carbonato de sosa*).

Propiedades. El sodio se parece mucho al potasio en sus propiedades fisicas; es sólido á la temperatura ordinaria, blando y dúctil como la cera; tiene un brillo muy notable que ocupa un término medio entre el

Digitized by Google

de la plata y el del plomo; es buen conductor de la electricidad. Su densidad á + 15° es de 0,972.

Sometido á la accion del calor, este metal entra en fusion á + 90°, y solo se volatiliza á una temperatura muy elevada.

Accion del aire. El aire y el oxígeno solo alteran ligeramente el sodio á la temperatura ordinaria, pero en caliente su accion es viva: apenas se ha fundido el metal arde con gran brillo y se convierte en un óxido amarillento, si se ha verificado la combustion en un exceso de gas oxígeno.

Accion del agua. Puesto en contacto con el agua, el sodio la descompone inmediatamente absorbiendo el oxígeno y dejando en libertad el gas hidrógeno; pero este último no se inflama al aire como el que se desarrolla por la accion del potasio sobre el agua, sin duda porque la temperatura es menos elevada. Se halla en el agua el protóxido de sodio que se ha formado.

Cuando el agua se ha vuelto viscosa por haber añadido cierta cantidad de goma, el sodio echado en ella se inflama en su superficie segun la observacion de Sérullas. Este efecto proviene sin duda de que la viscosidad del licor, disminuyendo los movimientos del metal, le impide enfriarse bajo el punto en que el gas hidrógeno desprendido se inflama al aire. Se obtiene el mismo resultado poniendo un pedacito de sodio sobre papel de filtros mojado y doblado.

COMPUESTOS DE SODIO Y OXÍGENO.

(*Protóxido de sodio y deutóxido de sodio.*)

El oxígeno se une en dos proporciones distintas con el sodio. El protóxido de sodio se encuentra ya formado en la naturaleza y combinado con ciertos ácidos. Son bastante comunes estas sales de protóxido de sodio; se hallan mas comunmente disueltas en muchas aguas saladas y minerales, y los vejetales que cre-

Digitized by Google

cen á la orilla del mar contienen grandes cantidades. Ciertas especies minerales la admiten en el número de sus elementos. En cuanto al deutóxido de sodio, resulta directamente de la accion del oxígeno en caliente sobre el protóxido ó sobre el metal.

PROTÓXIDO DE SODIO.

(*Sosa*)

Antes de que se conociese la composicion de este óxido, designado con el nombre de *sosa*, se le dió tambien como á la potasa el nombre de *álcali mineral*, porque se le consideraba como un cuerpo que correspondia particularmente al reino mineral.

Estado natural. La sosa existe tambien en gran cantidad en las plantas que crecen á orillas del mar, y principalmente en la conocida con el nombre de *salsola soda*. En estos vejetales se halla combinada en parte con ácidos minerales y ácidos de naturaleza orgánica que se descomponen por la accion del calor. En el comercio se expende con el nombre de *sosa* el producto de la incineracion de estas plantas.

Sosa del comercio. Esta sustancia, que se emplea en muchos ramos de nuestra industria, contiene todas las sales que existian en la misma planta, y entre otras mayor ó menor cantidad de subcarbonato de sosa. Segun lo ha demostrado M. Gay-Lussac, esta última sal proviene de la descomposicion de las sales orgánicas de base de sosa que existian en la planta.

Se obtiene el protóxido de sodio de esta sal extraida de la sosa impura por medio de la cristalizacion. El procedimiento que se emplea para obtenerla pura es el mismo que el que hemos indicado para preparar y purificar el protóxido de potasio. Se funda en la descomposicion del carbonato de sosa disuelto en agua por el óxido de calcio.

Propiedades. El protóxido de sodio obtenido como el de potasio, se halla siempre en estado de hidrato

Digitized by Google

como aquel; es blanco, sólido, muy cáustico y reacciona fuertemente sobre los colores de violeta y de girasol enrojecido; tiene la misma accion que la potasa cáustica sobre las materias orgánicas; es fusible á una temperatura roja; expuesto al aire se conduce como el protóxido de potasio, atrayendo la humedad y el ácido carbónico; pero se diferencia de él en que despues de haberse liquidado por la absorcion del vapor de agua, se deseca poco á poco pasando al estado de subcarbonato de sosa que es eflorescente, mientras que el carbonato de potasa que es delicuescente permanece siempre en estado líquido al contacto del aire.

Accion del agua. El agua tiene grande afinidad con el protóxido de sodio, pues se combina rápidamente con él desprendiendo calor; cuando esta disolucion está concentrada, deja aposar cristales de hidrato de protóxido de sodio que contienen mas agua que el hidrato obtenido por fusion.

El protóxido de sodio hidratado, conocido tambien con el nombre de *sosa cáustica*, *sosa por la cal ó por el alcohol*, segun se la ha preparado, contiene una cantidad de agua combinada, que segun el término medio de muchas análisis, asciende á 22 por 100, ó 1 átomo de sosa por 1 átomo de agua.

Su fórmula $= EO + H^2O$.

Composicion. Se ha determinado la composicion de este óxido del mismo modo que la del potasio, disolviendo un peso conocido de sodio en agua y calculando por el volúmen del hidrógeno desprendido el del oxígeno que se ha fijado sobre el metal.

Segun el término medio de las análisis de MM. Gay-Lussac, Thénard, Berzélius y Davy el protóxido de sodio está formado de

Sodio.	100		1 átomo.
		ó	
Oxígeno. . . .	33,3		1 átomo.

Su fórmula $= NO$.

Digitized by Google

Usos. El hidrato de protóxido de sodio puede servir en cirujía en los mismos casos que el de potasio. Es uno de los venenos mas cáusticos, pues corroe y destruye pronto todos los tejidos con que se halla en contacto. Tiene numerosos usos en las artes; entra en la composicion de los jabones sólidos, de los espejos, del vidrio ordinario, &c. &c.

Caracteres químicos de los hidratos de potasa y sosa. El aspecto físico de los hidratos de potasa y sosa hace que se los confunda fácilmente; pero se los puede reconocer por los caracteres siguientes: si se satura una porcion de cada uno de estos óxidos por el ácido sulfúrico debilitado, se obtienen dos sales distintas; la que forma con la potasa se presenta en cristalitos irregulares, muy duros, solubles en 16 partes de agua, mientras que la sal preparada con la sosa se disuelve en menos de su peso de agua hirviendo, y da al enfriarse cristales prolongados prismáticos, muy trasparentes, que tienen un sabor fresco, salado y amargo; pero el carácter mas marcado por el cual se las puede distinguir al momento es que el cloruro de platina precipita en amarillo anaranjado por la disolucion concentrada de potasa, lo que no sucede á la de sosa.

Nombres antiguos de la sosa y de la potasa. Antiguamente se designó al protóxido de sodio y al de potasio con el nombre de *álcalis.* Se dió este nombre de orígen árabe á la sal que se extraia de la ceniza de una planta que aun ahora se conoce con el nombre de *kali*; y como la potasa se encontraba mas particularmente en las cenizas de los vejetales no marinos, se la calificó con el nombre de *álcali vejetal*, para distinguirla de la sosa que entonces se conocia con el nombre de *álcali mineral.*

Tambien se consideraba como álcalis á todas las sustancias que gozaban de algunas de las propiedades de la sosa y de la potasa; por esta razon antes de haber descubierto la composicion de la cal, de la barita, de la estronciana y de la magnesia, se las consideraba

Digitized by Google

como tierras alcalinas, y por extension se designó tambien al amoniaco con la denominacion de *álcali volátil*, para distinguirle de los demás que todos eran fijos al fuego. Aunque estos nombres consagrados por el tiempo no expresen nada y no estén acordes con los principios de la nomenclatura moderna, se ha conservado todavía la expresion *álcali*, la cual se usa para indicar que una sustancia desempeña con los ácidos el mismo papel que la potasa, la sosa y el amoniaco.

DEUTÓXIDO DE SODIO.

Preparacion. Solo puede obtenerse el deutóxido de sodio calentando el sodio en un exceso de gas oxígeno. La combustion es de las mas vivas y se forma este óxido. Tambien se le puede formar como el de potasio, calcinando al contacto del aire el hidrato de protóxido de sodio.

Propiedades. El deutóxido de sodio tiene un color amarillo sucio, es indescomposible por solo el calor, fusible, pero menos que el de potasio. Por la accion del agua pierde con efervescencia parte de su oxígeno y pasa al estado de protóxido que queda disuelto. Tratado por los cuerpos combustibles ávidos de oxígeno, se descompone y se reduce al estado de protóxido.

Composicion. Segun los experimentos de MM. Gay-Lussac y Thénard este deutóxido contiene vez y media tanto oxígeno como el protóxido; esto es lo que le ha hecho dar el nombre de sesquióxido.

Composicion. Se debe componer de

Sodio.....	100	.....2 átomos.
Oxígeno....	49,9	.....3 átomos.

Su fórmula $= N^2 O^3$.

Digitized by Google

COMPUESTO DE CLORO Y SODIO.

(*Cloruro de sodio.*)

Preparacion directa. El sodio puede unirse con el cloro en una sola proporcion. Siempre que se pone este metal en contacto del cloro, se combina instantáneamente con él desprendiendo calórico y una luz viva, y se trasforma en una sustancia blanca que es el cloruro de sodio. Se podria formar esta combinacion por los mismos procedimientos indicados para obtener el cloruro de potasio; pero es tan abundante en la naturaleza que solo se la prepara ó solo se la purifica para las necesidades comunes.

Nombres antiguos. Hace mucho tiempo que se conoce á este compuesto, al que se ha considerado como una sal y designado con los nombres de *sal comun*, de *sal marina*, de *muriato de sosa*, y por último con los de *hidroclorato de sosa* y *clorhidrato de sosa*. Aunque en ciertas circunstancias presente muchos de los caracteres de las sustancias salinas, nuevos experimentos autorizan á considerarle como un simple compuesto binario de cloro y sodio. Sin discutir aquí las que dan mas peso á esta última hipótesis, generalmente admitida en la actualidad, examinaremos segun ellas las propiedades de este compuesto.

Estado natural. El cloruro de sodio existe abundantemente en la naturaleza, y se le halla en muchos estados: en estado sólido y disuelto en ciertas aguas. En el primer estado constituye masas inmensas que se encuentran en diversos paises y que se explotan con ventaja por el comercio. Entonces se le conoce con el nombre de *sal gema*, *sal nativa*. La España, la Polonia, la Hungría y muchos puntos de Alemania y sobre todo del Tirol tienen abundantes minas de esta sal. En otros puntos de Europa, de Asia y de América se hallan otras mas ó menos ricas; por último,

Digitized by Google

se ha descubierto en Francia, en el departamento de Meurthe, una mina de sal gema que tiene la extension de 12 miriámetros de radio.

Sal gema. El cloruro de sodio nativo presenta diversos colores: unas veces es blanco, trasparente y casi puro; otras es gris ó rojizo. Se puede emplear en las artes estas dos últimas variedades y se las refina para los usos domésticos. Segun las observaciones de M. Marcel de Serres, las coloraciones naturales de este compuesto dependen de los óxidos con que está mezclado, ó de cuerpos de orígen orgánico, los unos esféricos (infusorios); otros prolongados, semejantes á los *bacillaria*; y otros rojos, aplastados, en forma de polígono (conchas siliciosas que segun este zoólogo han pertenecido á animalillos). (*Academia de Ciencias*, 1840)

Sal de las aguas saladas. En estado líquido, se encuentra el cloruro de sodio disuelto principalmente en el agua de mar y en muchas aguas de manantiales salados, pues es el cuerpo que les da el sabor salado. Constituye algunas veces $\frac{1}{10}$ del peso del agua y otras $\frac{1}{6}$. Se hallan estas aguas saladas en España y en Francia, en Salins, en Dieuze, en Château Salins, en Moutiers &c. De estas es de las que se extrae en España y en Francia una parte del cloruro de sodio que se expende en el comercio. Tambien se explota para las necesidades del comercio francés la mina de sal gema de Vic. Es muy sencilla esta explotacion. Se desprende la sal pura de la mina á golpe de azadon, y se la expende en el comercio despues de haberla reducido á polvo. Se destina para las artes químicas el polvo que tiene color, del cual consumen grandes cantidades, ó se le purifica disolviéndole y haciéndole cristalizar.

Varía la extraccion de la sal de las aguas saladas, pues depende de la cantidad que contienen en disolucion, y del clima en donde se debe practicar la operacion.

Digitized by Google

Extraccion de la sal de las aguas del mar. En los paises meridionales inmediatos al mar se extrae la sal dejándola evaporar espontáneamente; para esto se hace entrar el agua en la subida de la marea en diferentes estanques cubiertos de greda y muy anchos que comunican unos con otros. A consecuencia de la evaporacion, la sal cristaliza y se precipita en el fondo de los estanques, se la reune en los bordes y se forman montones que se dejan escurrir durante muchos meses antes de expenderla en el comercio. La sal que se obtiene de este modo es gris ó blanca segun su pureza. En el primer caso el color proviene de una corta cantidad de arcilla interpuesta entre los cristales; se le quita fácilmente esta sustancia extraña disolviéndola en agua, filtrando la disolucion y evaporándola despues.

Procedimiento segundo. Puede hacerse con ventaja la concentracion de las aguas saladas mas ricas en sal evaporando directamente el agua en calderas de hierro, cuadradas, poco profundas y muy anchas. Primeramente se precipita una materia blanca salina, compuesta de sulfato de cal y de sosa; se la aparta con cuidado, se la reune en los bordes de la caldera y se quita cuando la sal empieza á cristalizar. Cuando se ha evaporado enteramente el agua, se recoge la sal y se la seca en la estufa.

Procedimiento tercero. Se sigue otro procedimiento en los climas templados en donde el agua salada contiene menos sal. Se la eleva por medio de bombas á unas especies de canales de madera, agujereadas y suspendidas á la altura de diez metros, sobre una masa de haces de espinos. Se eleva esta masa de agua sobre los haces que se hallan bajo un sotechado. Cuando el agua salada pasa al través de los haces se divide en gotas mas ó menos gruesas, que al caer experimentan una evaporacion que aumenta las corrientes de aire establecidas en esta masa. El agua se reune inferiormente en un estanque, de donde se eleva para hacerla caer de este modo un gran número de veces hasta que marque cerca de veinticinco grados en el pesa sal;

Digitized by Google

entonces se continúa evaporándola en calderas de hierro, en donde, como se ejecuta en algunos paises, se la hace correr á lo largo de cuerdas verticales sobre las cuales cristaliza poco á poco, y de donde se la despega cuando forma una capa bastante gruesa.

Propiedades. El cloruro de sodio obtenido por cristalizacion y purificado de algunas sustancias extrañas que contiene, presenta las propiedades siguientes:

Es blanco, sin color, de sabor salado particular conocido por todo el mundo. Cuando ha cristalizado lentamente se presenta en cubos pequeños muy distintos. Comunmente estos cristales están pegados unos á otros, y de esta manera llegan á formar pirámides huecas cuadrangulares.

Accion del aire y del fuego. El cloruro de sodio puro es inalterable al aire. Cuando este último está saturado de humedad, se humedece poco; sometido á la accion del calor, decrepita, se rompe y salta en pedazos á consecuencia de la expansion del agua que está interpuesta entre sus cristales; si se le expone despues á un calor superior al rojo, se funde y no experimenta ninguna alteracion. Cuando se ha verificado la fusion en vasijas abiertas, se volatiliza una parte y es arrastrada por las corrientes de aire.

Accion del agua. Dos partes y media de agua á + 15° pueden disolver una parte de este cloruro. Al momento de disolverse baja la temperatura. El agua hirviendo no disuelve mas que la fria. Cuando se la separa por cristalizacion, los cristales que se obtienen no contienen agua combinada; pero sí agua interpuesta, la cual desprenden fácilmente á un calor ligero. Tratado este cloruro por el ácido sulfúrico hidratado, se descompone y trasforma en gas ácido clorhídrico que se desprende con efervescencia, y en protóxido de sodio que se une con el ácido sulfúrico. Esta descomposicion se verifica evidentemente por los elementos del agua que se separan y que se ven inducidos á unirse en otro órden, en presencia del ácido sulfúrico; porque tratándolos por un ácido anhidro, tal

Digitized by Google

como el ácido bórico, no hay descomposicion, ó á lo menos no se verifica sino sobre cantidades tan pequeñas de cloruro, que se debe inferir que los vestigios de ácido clorhídrico que se observan provienen probablemente de algunas porciones de agua que queda aun en las sustancias puestas en reaccion.

Composicion. Se puede deducir fácilmente la composicion de este cloruro calculando la cantidad de cloro segun el cloruro de plata que se obtiene descomponiendo una cantidad conocida de este compuesto disuelto en el agua destilada.

Está formado de

Sodio.	39,65	1 átomo.
	ó	
Cloro.	60,35	2 átomos.
	100,00	

Su fórmula = N Ch^2.

Usos. Este cloruro tiene numerosos usos; sirve particularmente en la economía doméstica para salar las carnes y conservarlas. En este caso obra apoderándose del agua que pueden contener y poniéndolas en circunstancias no apropiadas para que fermenten. Sirve para quitar el gusto soso de la mayor parte de nuestros alimentos tanto vejetales como animales. Su sabor agrada tambien á los animales, que comen con apetito los alimentos que contienen un poco de esta sustancia.

Es mayor su uso en las artes, pues con él se obtiene el ácido clorhídrico, el cloro y los hipocloritos. Sirve tambien para preparar la sosa artificial, nuevo ramo de industria francesa, que dando al comercio un producto de mejor calidad, fabricado con una sustancia que existe en gran cantidad en nuestra patria, nos ha libertado de un tributo considerable que en otro tiempo pagábamos á los extranjeros.

Digitized by Google

COMPUESTOS DEL SODIO CON EL IODO, EL BROMO, EL AZUFRE, EL SELENIO Y EL FÓSFORO.

El sodio se une con estos diferentes cuerpos, y produce compuestos binarios que tienen mucha analogía con los que forma el potasio, y que se preparan por los mismos procedimientos. No describiremos mas que el sulfuro de sodio, porque los demás no tienen uso.

Sulfuro de sodio. El sulfuro de sodio se prepara como el de potasio. En farmacia se le prepara calcinando carbonato de sosa desecado con su peso de flor de azufre. El compuesto que se obtiene es una mezcla de polisulfuro de sodio y de sulfato de sosa que proviene de la descomposicion por el azufre de una parte de la sosa. Se le forma tambien por la via húmeda, y se le obtiene cristalizado saturando por gas sulfhídrico una disolucion de sosa cáustica que marque 25°: el óxido de sodio se descompone por el ácido sulfhídrico, y se forma protosulfuro de sodio hidratado que cristaliza en medio del licor.

La disolucion de este sulfuro se conduce al aire como la del sulfuro de potasio.

En otro tiempo se ha considerado al sulfuro de sodio preparado de este modo como una sal, y se la designó con el nombre de *hidrosulfato de sosa*, *sulfhidrato de sosa*.

Se le emplea en medicina para preparar las aguas minerales sulfurosas artificiales.

Este sulfuro tiene las mismas propiedades físicas y médicas que el de potasio, y se le emplea bajo la misma forma (*V.* Sulfuro de potasio, pág. 402).

Digitized by Google

CAPITULO IV.

LITIO.

SU ESTADO NATURAL, SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO Y EL AZUFRE.

Historia. Se ha dado el nombre de litio á un metal de un óxido análogo á la potasa, al que se designó al principio con el nombre de *lition*: esta palabra se deriva de λιθος (piedra) porque se le encontró primero en una piedra particular y despues en otras especies minerales.

Sometiendo á la accion de la pila galvánica el hidrato de este óxido, ha separado Davy este metal, que se parece mucho al sodio por sus caracteres físicos. Quizá se le obtendria tambien por los procedimientos que suministran el potasio y el sodio. M. Arfwedson, químico sueco, ha descubierto el óxido de este metal en 1818 al analizar una piedra hallada en Uto en Suecia y llamada *petalita*. En este mineral se halla unido á la sílice y á la alúmina; se le ha encontrado despues en otro mineral conocido con el nombre de *trifania*.

Extraccion. Se le extrae de estos minerales pulverizados calcinándolos con cinco veces su peso de azoato de barita puro en un crisol de platina. Si se diluye entonces la masa calcinada en quince á veinte veces su peso de agua y se vierte en ella un exceso de ácido clorhídrico, se la disolverá enteramente. Evaporado este licor hasta la sequedad da un residuo que vuelto á disolver en agua y un poco de ácido clorhídrico, abandona toda la sílice. Se vierte en la disolucion

Digitized by Google

clara ácido sulfúrico en exceso para precipitar la barita, y despues se la sobresatura con amoniaco para aislar la alúmina. En el licor que sobrenada se halla la sal de litio, que se obtiéne evaporando el licor y calcinando el residuo para volatilizar las sales amoniacales, con las cuales se halla mezclado.

Disuelto en agua el sulfato de litio y purificado por cristalizacion, se descompone á su vez poco á poco por el agua de barita que se apodera del ácido sulfúrico y deja el óxido de litio disuelto en el agua. Se le puede obtener evaporando rápidamente el licor; pero durante esta operacion absorbe un poco de ácido carbónico, y se trasforma en parte en carbonato de litio. Si se hierve el carbonato de litio disuelto en agua con la cal, y se le filtra despues, se obtiene por la evaporacion en una cápsula de plata el hidrato de este óxido (litina cáustica).

Hidrato de litina. Sus propiedades. Este hidrato, que ha sido examinado particularmente por MM. Arfwedson y Vauquelin, presenta las propiedades siguientes: es blanco, de sabor acre y cáustico, pero menos que la potasa, y enverdece los colores azules vejetales. Expuesto al aire queda seco, no se liquida, pero atrae poco á poco el ácido carbónico y se convierte en carbonato. Calentado en un crisol de platina, obra con energía sobre este metal y se combina con él.

Es débil su solubilidad en el agua, comparándola con la de la potasa y la de la sosa.

Este óxido se distingue de la potasa por las sales que forma, que generalmente son mas solubles; no precipita el cloruro de platino; su carbonato se diferencia del de potasa y sosa en que es poco soluble en el agua, porque esta última solo disuelve cuando mas $\frac{1}{100}$.

Composicion. MM. Arfwedson y Vauquelin han deducido la composicion del óxido de litio de la aná-

Digitized by Google

lisis de su sulfato. Berzélius, fundándose en nuevos experimentos, le considera formado de

Litio.	100	1 átomo.
	ó	
Oxígeno. . . .	128	1 átomo.

Su fórmula = LO.

Este nuevo resultado demuestra que este óxido contiene mas oxígeno que todas las demás bases salificables alcalinas.

No se ha examinado aun si el litio podia tener otro grado de oxidacion.

Vauquelin ha observado que este óxido se descomponia por el azufre, y daba un sulfuro que se conduce con el agua y los ácidos como el sulfuro de potasio. Como el mineral en que existe este óxido no contiene cuando mas $\frac{1}{100}$, y por otra parte es bastante raro, no se le ha podido estudiar mucho.

CAPITULO V.

CALCIO.

SU ESTADO NATURAL, SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO, EL CLORO, EL IODO, EL BROMO, EL FLUOR, EL AZUFRE Y EL FÓSFORO.

Son poco conocidas las propiedades de este metal, pues solo se le ha obtenido en muy corta cantidad por la accion de la pila galvánica. Se sabe solo, segun Davy, que es blanco, sin brillo metálico, y que arde al contacto del aire absorbiendo rápidamente su oxígeno y pasando al estado de óxido de calcio.

Digitized by Google

COMPUESTOS DE CALCIO Y OXÍGENO.

Se conocen dos grados de oxidacion del calcio: 1.º el protóxido de calcio, y 2.º el deutóxido ó bióxido de calcio.

Desde los tiempos mas remotos se conoce el primer compuesto de este metal con el oxígeno bajo el nombre vulgar de *cal*. Este óxido es muy abundante en la naturaleza y se halla esparcido en la masa de nuestro globo; se le encuentra unido con ciertos ácidos y principalmente con el ácido carbónico y el ácido sulfúrico. La primera de estas combinaciones constituye la creta, de la cual existen bancos muy dilatados en el seno de la tierra, los mármoles, las piedras de construccion, la piedra de cal &c.; la segunda combinacion forma la piedra de yeso, que es tan abundante en las inmediaciones de París.

Extraccion del protóxido de calcio. Siempre se puede preparar el protóxido de calcio descomponiendo las diferentes variedades de carbonato de cal por el calor. Exponiendo esta sal á la accion del calor rojo, se desprende el ácido carbónico y queda libre la cal. Se pueden recoger los productos de esta descomposicion introduciendo el carbonato de cal en una retorta de barro, la cual comunica con un tubo encorvado destinado á recoger los gases debajo del agua.

En las artes en que se ejecuta en grande esta operacion, se calcina la piedra de cal en hornos de forma particular, exponiéndola directamente á la accion de la llama de la leña que se emplea en esta calcinacion.

Propiedades. El protóxido de calcio es blanco, sin olor, de sabor acre y cáustico; su densidad es de 2,300; enverdece el jarabe de violetas, y vuelve azul el girasol enrojecido por los ácidos: no le altera el calor mas fuerte que se puede producir en las forjas ordinarias; pero á un fuego violento, tal como el que se obtiene por la combustion de una mezcla de oxí-

Digitized by Google

geno é hidrógeno, se funde y se convierte segun ha observado M. Clarke en un vidrio trasparente.

Accion del calor. Este óxido calentado á una temperatura elevada es capaz de volverse luminoso, y dar una luz blanca tan viva que apenas se la puede soportar. Se comprueba esta propiedad colocando un pedacito de cal en la extremidad de la llama de una bujía, á la cual se dirige una corriente de aire por un soplete, ó exponiendo en un apoyo de tierra un pedacito de este mismo óxido á la llama de una lámpara de espíritu de vino, al través de la cual se dirige por medio de una vejiga una corriente de gas oxígeno. Un pedazo de cal del grosor de una nuez pequeña se vuelve tan luminoso que se le ve en la oscuridad á una gran distancia.

Accion del aire. Expuesto al aire el protóxido de calcio, atrae poco á poco la humedad, se disgrega, se reduce á polvo blanco y acaba por pasar al estado de carbonato absorbiendo el ácido carbónico del aire; así solo se le puede conservar en vasijas tapadas, ó á lo menos resguardándole de la humedad y de las corrientes de aire.

Accion del agua. El agua tiene una accion notable sobre este óxido, pues apenas está en contacto con él, es absorbida inmediatamente y al combinarse deja desprender una gran cantidad de calórico. Entonces se hincha el óxido, se hiende en pedazos y no tarda en reducirse á un polvo blanco muy fino; una porcion del agua se reduce á vapor y sale con violencia por las hendiduras que se han formado. El calor desprendido es tan grande que, colocando materias combustibles en el centro de una masa de cal apagada de este modo, puede inflamarse. Esta operacion que se practica en las artes siempre que se emplea este óxido, se llama *apagar la cal*, y por consiguiente se llama *cal apagada* á la cal dividida de este modo y convertida en hidrato por la accion directa del agua.

Hidrato de cal. La cantidad de agua que se combina con este óxido para hacerle pasar al estado de

Digitized by Google

hidrato seco, se eleva, término medio, á 31 por 100, ó un átomo de agua por un átomo de cal.

Cuando se diluye la cal apagada en mayor cantidad de agua, queda por espacio de cierto tiempo suspendida, y forma un líquido blanco opaco que se conoce con el nombre impropio de *leche de cal*. Está formado este licor de una disolucion acuosa de cal y de una gran porcion de hidrato de cal no disuelto que se deposita poco á poco. Se puede separar este último filtrando el licor para tener clara la disolucion, á que se designa comunmente con el nombre de *agua de cal*.

Esta disolucion, que antes se usaba mucho en medicina, se preparaba vertiendo agua tres veces distintas sobre la cal apagada, y decantando cada vez; se conocia á cada porcion de agua con el nombre de *agua de cal de primera*, *de segunda y de tercera especie*. Se habia advertido con razon diferencias en estas disoluciones, sobre todo cuando estaban preparadas con ciertos pedazos de cal del comercio. La primera agua infundida tenia un sabor mas fuerte que la segunda, y por consiguiente que la tercera. Este efecto depende de cierta cantidad de potasa y de sales que provienen de las cenizas de la leña con que se habia fabricado la cal. Siendo estas sustancias mas solubles en el agua que la misma cal, deberian hallarse en las primeras porciones de agua empleada para disolverla; por consiguiente, cuando haya que hacer uso de esta disolucion, se debe desechar las primeras aguas.

La disolucion acuosa de óxido de calcio (agua de cal) es clara, trasparente; tiene un sabor acre y urinoso como el mismo óxido; enverdece el jarabe de violetas; expuesta al aire se forma pronto en su superficie una película blanca de carbonato de cal. Si se rompe esta costra, se precipita en el fondo del líquido, y no tarda en formarse otra nueva, hasta que se ha precipitado de este modo toda la cal en estado de carbonato; por lo cual se debe conservar esta disolucion en vasijas tapadas.

Hidrato de cal cristalizado. El óxido de calcio di-

Digitized by Google

suelto en agua, es capaz de separarse por evaporacion espontánea, en estado de cristales trasparentes, de forma hexaédrica, como lo ha observado M. Gay-Lussac; pero es esencial hacer esta evaporacion al abrigo del contacto del aire, colocando el agua de cal debajo de una campana de vidrio, al lado de una cápsula que contenga ácido sulfúrico concentrado; porque al aire libre, el óxido de calcio se convertiria enteramente en subcarbonato, atrayendo el ácido carbónico del aire.

Solubilidad de la cal. La solubilidad de este óxido en el agua presenta un resultado notable: que es menor á $+100^0$ que á la temperatura ordinaria. Se comprueba fácilmente esto, llenando un matraz de agua de cal y exponiéndole al fuego; á medida que se calienta, se enturbia.

Segun los experimentos de M. Dalton, 1000 partes de agua disuelven 12 partes de óxido de calcio á $+15^0$, 10 á $+55^0$, y 7 á $+100^0$.

Composicion. Segun la análisis del sulfato de cal, el óxido de calcio se compone de las proporciones siguientes:

Calcio.	100	1 átomo.
	ó	
Oxígeno. . .	39,21	1 átomo.

Su fórmula = CaO.

Usos. Son muy numerosos los usos de la cal; se emplea en las artes para fabricar argamasas, y como abono de ciertas tierras; en este último caso obra favoreciendo la descomposicion de los residuos de las materias orgánicas que contienen las tierras, y de este modo las hace á propósito para la vejetacion.

Digitized by Google

DEUTÓXIDO DE CALCIO Ó BIÓXIDO.

Preparacion. Este deutóxido observado por M. Thénard se prepara vertiendo una disolucion de protóxido de calcio en una disolucion de deutóxido de hidrógeno (agua oxigenada). El deutóxido de hidrógeno cede parte de su oxígeno al protóxido de calcio, que se precipita en estado de hidrato de deutóxido bajo la forma de pajitas brillantes ó en polvo blanco.

Este compuesto es poco estable, porque se descompone debajo del agua y en el vacío abandonando el oxígeno y volviendo á pasar al estado de protóxido. Segun M. Thénard contiene dos veces tanto oxígeno como el protóxido, y por consiguiente está formado de 1 átomo de calcio y 2 átomos de oxígeno.

COMPUESTO DE CALCIO Y CLORO.

(*Cloruro de calcio.*)

Preparacion. El cloro al calor rojo descompone el óxido de calcio, se combina con el metal y desaloja el oxígeno. Se puede efectuar esta descomposicion haciendo pasar gas cloro seco sobre pedazos de cal colocados en un tubo de porcelana calentado hasta el rojo.

Tambien puede obtenerse esta combinacion por la accion del gas clorhídrico sobre el mismo óxido; se forma agua y cloruro de calcio. Se obtiene el mismo producto disolviendo el carbonato de cal por una disolucion de ácido clorhídrico.

Propiedades. El cloruro de calcio es blanco, sólido, fusible á la temperatura roja é indescomponible por el calor en vasijas cerradas. Su sabor es acre, picante y amargo; es tan ávido de agua, que se apodera de la del aire y cae en delicuescencia en menos de algunas horas; así esta propiedad hace que se le emplee para desecar los gases, como ya lo hemos dicho.

Digitized by Google

Accion del agua. Este cloruro se disuelve en cerca de la mitad de su peso de agua á o, en la cuarta parte á +15°, y en mayor cantidad en el agua caliente. Puede cristalizar con dificultad en prismas de seis lados, terminados por pirámides agudas. En este estado es un compuesto de agua y cloruro de calcio (*hidrato de cloruro de calcio*).

Composicion. El cloruro anhidro se compone de

Cloro. . . .	63,35	2 átomos.
	ó	
Calcio. . . .	36,65	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = $Ca\ Ch^2$.

En otro tiempo se conoció á este compuesto con el nombre de *muriato de cal*, y se le designó despues con el de *hidroclorato de cal*. Por último se le considera generalmente en la actualidad como un cloruro, ya en el estado sólido, ya disuelto en el agua. Se le halla disuelto en algunas aguas minerales.

COMPUESTO DE CALCIO É IODO.

(*Ioduro de calcio.*)

Preparacion. Puede prepararse este compuesto uniendo ácido iodhídrico con óxido de calcio. El ioduro que se forma tiene algunos de los caracteres físicos del cloruro de calcio: es blanco, sólido, delicuescente y muy soluble en el agua. Vertiendo poco á poco cloro en la disolucion de este ioduro precipita iodo en polvo pardusco. Corresponde al cloruro por las proporciones de sus elementos.

El iodo se diferencia del cloro en que no puede descomponer ni á una temperatura roja el óxido de calcio; se combina con él y produce un ioduro de óxido de calcio.

Digitized by Google

COMPUESTO DE CALCIO Y BROMO.

(*Bromuro de calcio.*)

El bromo obra al parecer sobre el óxido de calcio del mismo modo que el cloro. Se forma un bromuro que por su composicion corresponde al cloruro.

COMPUESTO DE CALCIO Y FLUOR.

(*Fluoruro de calcio.*)

Puede obtenerse esta combinacion, que existe formada en la naturaleza, combinando directamente el ácido fluorhídrico con el óxido de calcio, ó mezclando un fluoruro soluble con una sal de cal.

Propiedades. Este fluoruro es blanco, insípido, insoluble en el agua, fusible á una temperatura elevada en un vidrio trasparente; se descompone por los ácidos azóico y sulfúrico hidratados, que le trasforman en ácido fluorhídrico y en óxido de calcio con el que se combinan.

Usos. Se emplea principalmente este fluoruro natural para preparar el ácido fluorhídrico y otros fluoruros. Jamás se le encuentra en capas en el seno de la tierra, pero sirve de venero á ciertos minerales de plomo y estaño. Se le halla en pedazos irregulares ó en cristales cúbicos, de color de violeta, azul, amarillo ó verde. Presenta un carácter notable: cuando se le echa sobre una paleta de hierro hecho ascua, decrepita y se vuelve fosforescente esparciendo una luz violada.

Digitized by Google

COMPUESTO DE CALCIO Y AZUFRE.

(*Sulfuro de calcio.*)

Preparacion. Se puede formar este compuesto descomponiendo el sulfato de cal por el carbon ó por el hidrógeno á una temperatura roja. Este compuesto es blanco amarillento, poco soluble en el agua fria, mas soluble en el agua hirviendo. Esta disolucion sin color, puesta en contacto con los ácidos, se descompone inmediatamente; se forma gas sulfhídrico que se desprende y óxido de calcio que se combina con el ácido añadido.

Procedimiento segundo. Calcinando en un crisol cerrado cal con su peso de flores de azufre, se la trasforma en parte en sulfuro de calcio porque se descompone parte de este óxido por el azufre que pasa al estado de ácido sulfúrico. Por consiguiente el producto de esta calcinacion es una mezcla de sulfuro de calcio y sulfato de cal, como lo ha demostrado muy bien Vauquelin en 1817, fundándose en la accion del azufre sobre los óxidos alcalinos.

Algunas veces se emplea en medicina el sulfuro preparado por este último procedimiento, principalmente en el tratamiento de las enfermedades cutáneas. Se le mezcla con los cuerpos grasos para componer pomadas, ó se le usa disuelto en agua para lociones.

COMPUESTO DE CALCIO Y FÓSFORO.

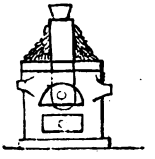
(*Fosfuro de calcio.*)

Preparacion. Resulta esta combinacion de la accion del fósforo sobre el óxido de calcio á una temperatura roja. Si se hace pasar vapor de fósforo sobre óxido de calcio calentado al rojo, se descompone una parte del óxido; el oxígeno de este se une con una porcion del fósforo para formar ácido fosfórico, y el calcio se com-

Digitized by Google

bina con cierta cantidad de fósforo para formar el fosfuro de calcio. La porcion de óxido de calcio no descompuesto forma con el ácido fosfórico subfosfato de cal.

En los laboratorios se ejecuta esta descomposicion del modo siguiente. Se elige un tubo de vidrio un poco grueso, de un centímetro de diámetro y de quince centímetros de largo. Despues de haber cerrado á la lámpara uno de los extremos, se le cubre casi enteramente con un luten hecho con arena y tierra gredosa. Cuando está seco el luten, se introduce en el tubo un poco de fósforo bien enjugado con papel de filtros y cortado en pedacitos, y se echa cal viva hasta que el tubo esté casi lleno; entonces se le coloca verticalmente en un hornillo pequeño lleno de carbon y encima de estos otros hechos ascuas, del modo que se representa en la figura.



Se concibe que haciéndose la combustion de arriba abajo, se enrojecerá la capa de cal cuando el fósforo se evapore. Se ha terminado la operacion cuando todo el tubo está enrojecido; se le aparta y se le deja enfriar. Rompiéndole, se separa fácilmente el fosfuro que se ha formado de la porcion superior de la cal que estaba en exceso.

Propiedades. El fosfuro de calcio preparado por este procedimiento es pardo rojizo oscuro ó negruzco, segun la pureza del óxido de calcio empleado. Luego que está expuesto al aire, esparce un olor aliáceo muy fuerte por la absorcion de la humedad.

Accion del agua. Puesto en contacto con el agua á

Digitized by Google

la temperatura ordinaria, la descompone instantáneamente produciendo una viva efervescencia de gas hidrógeno perfosforado que se inflama al pasar al aire, ácido fosforoso y óxido de calcio. Estos últimos productos quedan unidos y se hallan disueltos en el agua, como M. Dulong lo ha observado; siendo insoluble el subfosfato de cal, que está mezclado con el fosfuro, se precipita en el fondo del líquido.

Usos. Puede emplearse este fosfuro para preparar el gas hidrógeno perfosforado. Se le trata entonces en una retorta pequeña, cuyo pico termina debajo de la cuba de mercurio, por agua acidulada por el ácido clorhídrico que favorece singularmente la descomposicion; pero el gas que se consigue de este modo contiene siempre mayor ó menor cantidad de hidrógeno perfosforado, y aun hidrógeno libre en cantidad bastante considerable.

CAPITULO VI.

BARIO.

SU ESTADO NATURAL, SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO, EL CLORO, EL IODO, EL AZUFRE Y EL FÓSFORO.

Se ha probado la existencia de este metal, del mismo modo que la del calcio, sometiendo la barita á la accion de la pila galvánica. Hasta ahora no se ha podido obtener bastante cantidad para estudiarle completamente, y solo se ha podido reconocer que este metal era sólido, con brillo plateado, fusible bajo el calor rojo, no volátil, capaz de absorber el oxígeno á la temperatura ordinaria, y de descomponer el agua apropiándose inmediatamente el oxígeno y dejando desprender el hidrógeno.

Digitized by Google

Estado natural. Este metal se halla en la naturaleza en estado de óxido y combinado con ciertos ácidos minerales. A este óxido, descubierto por Schéele en 1774, se dió el nombre de *barita*, á causa de la pesadez que se habia observado en sus compuestos. Aunque en esta época se sospechase que esta materia era un óxido metálico, los ensayos que entonces se intentaron fueron infructuosos y se la consideró como una tierra análoga á la cal. Solo en 1808 fué cuando Davy, despues de haber descompuesto la potasa y la sosa, se inclinó á creer que todas las tierras que gozan de ciertas propiedades análogas á los álcalis eran tambien óxidos metálicos. La experiencia confirmó estas sospechas.

COMPUESTOS DE BARIO CON EL OXÍGENO.

(*Protóxido de bario, barita y deutóxido de bario.*)

Estado natural del protóxido de bario. El primero de estos compuestos es la barita, que se encuentra en la naturaleza combinada con el ácido sulfúrico ó con el ácido carbónico. Comunmente se extrae este óxido de la primera combinacion, que es mas comun y abundante en Francia.

Extraccion. Se obtiene este óxido por el procedimiento siguiente: despues de haber reducido á polvo fino el sulfato de barita natural, se le mezcla íntimamente con la quinta parte de su peso de carbon vejetal tambien pulverizado. Se llena de esta mezcla un crisol de tierra que se enloda con su tapadera, y se le expone á un fuego violento durante cerca de dos horas en un horno de reverbero. El carbon á esta temperatura descompone el sulfato de barita y le convierte en sulfuro de bario, apoderándose del oxígeno del ácido y del óxido para formar óxido de carbono que se desprende.

Digitized by Google

Despues que se ha enfriado la masa negruzca que proviene de esta reaccion, se la pulveriza y se la diluye en un barreño con doce á quince veces su peso de agua destilada. Entonces se vierte en ella poco á poco ácido azóico debilitado, agitando la mezcla con un tubo de vidrio. De pronto hay una viva efervescencia de gas sulfhídrico, que se desprende con tanta rapidez y en tan gran cantidad que habria peligro de asfixiarse sino se hiciese esta operacion al aire libre. Es esencial colocarse en una corriente de aire y estar á cierta distancia de la vasija, y tener el cuidado de inflamar con un papel encendido el gas sulfhídrico á medida que se vierte ácido azóico. Deben tenerse todas estas precauciones porque este gas mezclado con el aire tiene una accion muy deletérea, aun en pequeña cantidad. Se continúa añadiendo poco á poco ácido azóico hasta que se haya descompuesto la mayor parte del sulfato, entonces se filtra el licor para separar el carbon en exceso y el sulfato de barita que no se ha descompuesto, y se acaba de saturar poco á poco el licor filtrado por el ácido azóico. En seguida se calienta la mezcla para desprender el ácido sulfhídrico que habia quedado disuelto, y para precipitar el azufre que se separa filtrando de nuevo: concentrando este licor en cápsulas, da cristales de azoato de barita puro.

Teoría de la operacion. Es fácil explicar los fenómenos que acaecen en esta operacion: el sulfuro de bario disuelto en el agua se descompone de pronto por el agua apenas está en contacto con el ácido azóico; el oxígeno obra sobre el bario para formar protóxido de bario que se une con el ácido azóico, mientras que el hidrógeno se combina por su parte con una porcion del azufre para formar gas sulfhídrico que se desprende; pero como el sulfuro de bario se halla en estado de bisulfuro, se precipita durante esta descomposicion una proporcion de azufre.

Se obtiene despues el protóxido de este metal exponiendo á un calor rojo el protoazoato de ba-

Digitized by Google

rio. Puede ejecutarse esta operacion calcinando este azoato en un crisol de tierra, ó mejor en una retorta de porcelana. Esta sal se funde primero y á un calor rojo, el ácido azóico se descompone en oxígeno y en ácido hipoazóico que se desprenden; la materia se vuelve de cada vez mas pastosa y acaba por reunirse en una masa blanca porosa, que es el protóxido de bario.

Cuando se quiere preparar barita pura, se debe descomponer el azoato en una retorta de porcelana, porque en los crisoles de tierra la barita ataca mas ó menos las paredes, combinándose con cierta cantidad de óxido de hierro y sílice. Igualmente se puede calcinar el azoato en un crisol de platina; pero por este procedimiento solo puede obtenerse de cada vez una corta cantidad de barita.

Propiedades. El protóxido de bario se presenta en una masa blanca porosa, muy fácil de reducir á polvo. Su sabor es mas cáustico que el de la cal; enverdece mucho el jarabe de violetas y absorbe el agua con tanta rapidez que durante esta operacion se percibe un ruido comparable al que se oye cuando se sumerje en este líquido un hierro hecho ascua.

Accion del aire. Abandonado al aire este protóxido, absorbe poco á poco á la temperatura ordinaria el vapor de agua que contiene el aire, se desmorona y pasa al estado de subcarbonato; á un calor rojo atrae el oxígeno del aire y el ácido carbónico, y se trasforma en parte en deutóxido y en parte en protocarbonato.

Accion del agua. El agua á $+ 100^{0}$ puede disolver mas de la mitad de su peso de protóxido de bario. Si se abandona á sí misma esta disolucion filtrada, se deposita, por enfriarse, la mayor parte del protóxido de barita en estado de hidrato bajo la forma de hermosas láminas que al parecer son prismas hexágonos aplastados. Estos cristales se agrupan y afectan la forma de verdaderas hojas análogas á las de helecho.

Digitized by Google

Este hidrato de protóxido de bario contiene una proporcion de agua que se eleva á $\frac{370}{1000}$, ó 5 átomos por 1 átomo de oxígeno. Expuesto al calor, experimenta la fusion acuosa, pierde parte de su agua, se deseca despues y puede liquidarse de nuevo á la temperatura roja sin perder el agua que le queda. En este estado es un hidrato que contiene $\frac{104}{1000}$ de agua combinada ó 1 átomo.

Agua de barita. El agua á + 15° disuelve cerca de $\frac{5}{100}$ de su peso de protóxido de bario: á esta disolucion se llama *agua de barita.* Cuando está expuesta al aire, atrae pronto el ácido carbónico que contiene, y se convierte en subcarbonato de barita insoluble.

Esta disolucion, que se conserva en frascos tapados, se emplea frecuentemente como reactivo en los laboratorios. Demuestra la presencia del ácido sulfúrico en todas las partes en que se halla libre ó combinado, formando un precipitado blanco de sulfato de barita insoluble en todos los ácidos.

Composicion. Se ha deducido la composicion del protóxido de bario de la análisis de su sulfato. De aquí resulta que está formado de

Bario. . . .	89,55		1 átomo.
		ó	
Oxígeno. .	10,45		1 átomo.
	100,00		

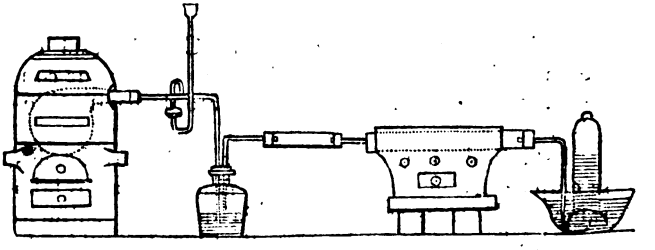
Su fórmula = Ba O

Accion sobre la economía. Este óxido en razon de

su causticidad es un veneno violento, cuyos efectos pueden destruirse inmediatamente por limonadas aciduladas por el ácido sulfúrico, ó por el sulfato de magnesia que se administra disuelto en agua.

DEUTÓXIDO DE BARIO Ó BIÓXIDO.

Preparacion. Puede prepararse el deutóxido de bario, que no existe en la naturaleza, calentando el protóxido en gas oxígeno. La absorcion se verifica rápidamente aun bajo el calor rojo. Cuando se desea obtener grandes cantidades, se debe emplear el aparato siguiente:



Se coloca en un hornillo largo un tubo de vidrio de diámetro un poco grueso, que se enlodará en toda la extension que debe ser calentado. Despues de haberle llenado de pedazos de protóxido de bario, se le pone en comunicacion por un lado con un aparato que deja desprender gas oxígeno, que se lava haciéndole pasar por una disolucion de potasa cáustica, y despues por un tubo que contenga cloruro de calcio para desecarle, y por el otro termina el aparato en un tubo encorvado. Calentando poco á poco el tubo hasta el rojo oscuro, y haciendo pasar continuamente por él una corriente de gas oxígeno, no tarda el protóxido en trasformarse en deutóxido. Se reconoce que

Digitized by Google

se ha acabado la operacion cuando pasa el oxígeno sin ser absorbido y se desprende por la extremidad opuesta.

Propiedades. El deutóxido de bario es blanco, poroso como el protóxido; no es tan cáustico como este; puesto en contacto con el agua, la absorbe lentamente sin hacer ruido y apenas se calienta. No le altera la temperatura mas elevada. La mayor parte de los cuerpos combustibles no metálicos le descomponen reduciéndole al estado de protóxido. Calentado en una campana con gas hidrógeno, esta descomposicion va acompañada de desprendimiento de luz, el agua que se forma queda combinada con el protóxido y le constituye en estado de hidrato fusible. El azufre, el fósforo y el carbono se acidifican y se unen despues con el protóxido de bario.

Accion de los ácidos. Todos los ácidos disueltos en agua, puestos en contacto con el deutóxido de bario, le hacen pasar al estado de protóxido; pero el oxígeno en lugar de desprenderse, queda combinado con el agua y la trasforma en deutóxido de hidrógeno ó agua oxigenada.

Composicion. Puede determinarse fácilmente la composicion del deutóxido de bario, como lo ha indicado M. Thénard, calentando un peso conocido de protóxido de bario en un exceso de gas oxígeno. Por el volúmen absorbido se conoce la cantidad adicional de oxígeno que se ha unido al protóxido.

Este óxido contiene una vez mas oxígeno que el protóxido; por consiguiente está formado de

Bario.....	81,08	1 átomo.
Oxígeno...	18,92	2 átomos.
	100,00	

Su fórmula = BaO^2

Digitized by Google

AGUA OXIGENADA.

(*Deutóxido de hidrógeno.*)

Thénard descubrió este compuesto notable en 1818, cuando se ocupaba en investigar la accion del deutóxido de bario sobre los ácidos dilatados en agua. Al principio creyó que este óxido, disolviéndose en los ácidos, les cedia una parte de su oxígeno volviendo á pasar al estado de protóxido; pero muy pronto otras consideraciones, apoyadas en la experiencia, le indujeron á reconocer que realmente se oxigenaba el agua que contenian estos ácidos.

Preparacion. Es muy complicado el procedimiento por el cual se obtiene esta singular combinacion; consiste en disolver poco á poco deutóxido de bario puro en ácido clorhídrico dilatado en ocho á diez veces su peso de agua destilada. El ácido clorhídrico, obrando sobre el deutóxido, le reduce al estado de protóxido para combinarse con él, y el oxígeno que de aquí proviene se combina con los elementos del agua para formar deutóxido de hidrógeno.

Debe hacerse la disolucion de deutóxido de bario despues de haberle disgregado antes con un poco de agua y haberle reducido á polvo; se le echa poco á poco en el licor ácido que se mantendrá frio rodeando de hielo la vasija que le contiene. El deutóxido se disuelve con la mayor facilidad, sin efervescencia, sobre todo agitándole. Cuando se ha saturado la mayor parte del ácido, se deja caer gota á gota ácido sulfúrico puro y concentrado, hasta que todo el protóxido que estaba disuelto se haya precipitado en estado de protosulfato. Se decanta ó se filtra y se vuelve á disolver en el licor una nueva cantidad de deutóxido, y se precipita por el ácido sulfúrico, como la primera vez, el protóxido que se ha formado. Se repite esta operacion muchas veces seguidas, hasta que se haya cargado el licor de 30 á 40 veces su volúmen de oxígeno, lo

Digitized by Google

que se reconoce calentando una porcion en un tubo lleno de mercurio.

Cuando se ha llegado á este punto, se echa en el licor, que siempre estará rodeado de hielo, bastante cantidad de deutóxido de bario para sobresaturar el ácido. En esta época se precipitan copos formados de ácido silícico, de alúmina, de óxido de hierro y manganeso que existian en el deutóxido, sin embargo de las precauciones tomadas para prepararle. Se los debe separar lo mas pronto posible colando el licor por una tela fina: entonces se añade agua de barita en exceso, que precipita las últimas porciones de estos óxidos, que se aislan inmediatamente echando el licor sobre muchos filtros preparados de antemano, á fin de evitar que se toquen demasiado tiempo el agua oxigenada y estos óxidos que la descomponen poco á poco.

Despues de esta primera serie de operaciones, el licor contiene una cantidad de agua oxigenada bastante considerable y agua comun, que tiene en disolucion cloruro de bario. Se vierte primero cantidad suficiente de ácido sulfúrico para precipitar toda la barita; despues de haber separado el precipitado, se echa poco á poco en el licor sulfato de plata en polvo. Este último se descompone por el ácido clorhídrico que está libre; de donde resulta cloruro de plata insoluble y ácido sulfúrico, al que sustituye. Es esencial echar bastante cantidad de sulfato de plata para precipitar todo el ácido clorhídrico, y por otro lado no se le debe echar en exceso; si se presentase este caso, se precipitaria poco á poco el óxido de plata por algunas gotas de ácido clorhídrico.

Por medio de estas diversas manipulaciones el licor no contiene mas que agua oxigenada, agua comun y ácido sulfúrico. Se la pone en un mortero de vidrio rodeado de hielo, y se añade poco á poco hidrato de barita seco y reducido á polvo, hasta que casi todo el ácido sulfúrico se haya convertido en sulfato, y el licor apenas enrojezca el papel de girasol. Entonces se le filtra para separar el sulfato de barita, y se acaba

Digitized by Google

de saturarle vertiendo agua de barita gota á gota hasta que ya no forme precipitado. En seguida se puede precipitar el exceso de barita por algunas gotas de ácido sulfúrico debilitado. Es preferible que exista mas bien un exceso de ácido que de barita, porque esta última tiende á descomponer poco á poco el agua oxigenada.

Se considera como agua oxigenada dilatada en agua comun, al licor que se obtiene despues de todas estas operaciones. Para separar el agua comun, se la coloca en un vaso debajo del recipiente de la máquina neumática, encima de una cazuela que contenga ácido sulfúrico concentrado. Cuando se ha hecho el vacío, siendo mas volátil el agua pura, se evapora la primera y al cabo de muchos dias se obtiene agua oxigenada pura ó deutóxido de hidrógeno.

Propiedades. El deutóxido de hidrógeno, como el agua comun, no tiene color ni olor; su sabor es un poco estíptico y su densidad es de 1,452. Obra poco á poco sobre el color de girasol, al cual destruye; puesto en contacto con la epidermis, la blanquea produciendo picotazos. Colocado en la extremidad de la lengua, la blanquea al instante espesando la saliva y volviéndola espumosa.

Accion del calórico. Expuesta á un frio de — 30°, se conserva líquida y con todas sus propiedades; pero á un calor un poco mas elevado, se descompone instantáneamente en agua ó protóxido de hidrógeno, y en gas oxígeno que se desprende comunmente con tanta rapidez que puede ocasionar una explosion. Se obtiene el mismo fenómeno, aunque menos tumultuosamente, cuando el deutóxido de hidrógeno está mezclado con cierta cantidad de agua comun.

Su descomposicion espontánea. Son tan poco estables los elementos del deutóxido de hidrógeno que, abandonado á sí mismo, se descompone siempre en oxígeno que se desprende y en agua comun. Esta descomposicion se verifica bajo la influencia de la luz y en la oscuridad, y apenas se le puede conservar muchas semanas sin que se altere en parte. Los ácidos re-

Digitized by Google

tardan su descomposicion; los óxidos le descomponen, ya apropiándose una parte de su oxígeno, ya favoreciendo el desprendimiento de una parte del que habia contenido en el peróxido de hidrógeno, ó descomponiéndose al mismo tiempo que él.

Accion de los metaloideos. El contacto de este compuesto con la mayor parte de los cuerpos produce fenómenos mas ó menos notables; el carbono y el selenio obran sobre el deutóxido de hidrógeno á la temperatura ordinaria; el primero desprende una parte del oxígeno y le reduce al estado de protóxido de hidrógeno (agua); el segundo pasa al estado de ácido selenioso.

Accion de los metales. Muchos metales reducidos á limaduras finas, tales como la plata, el platino, el oro, el paladio, &c. hacen pasar rápidamente el peróxido de hidrógeno al estado de protóxido, dejando desprender el oxígeno sin absorberle. Los demás metales tienen una accion mas ó menos lenta y aun no la tienen, á excepcion del potasio y del sodio que absorben una parte del oxígeno y desalojan la otra produciendo luz.

Accion de los óxidos hidratados. Muchos óxidos metálicos hidratados, puestos en contacto con el deutóxido de hidrógeno, le descomponen apoderándose de una parte de su oxígeno y reduciéndole al estado de protóxido de hidrógeno convirtiéndose ellos mismos en peróxidos; de este modo obran los protóxidos de calcio, de bario, de zinc, de cobre, de hierro, de estaño, &c.

Los peróxidos de manganeso y de hierro hidratados obran violentamente y desalojan una parte del oxígeno del agua sin absorberle.

Accion de los óxidos hidratados de la sexta seccion. Los óxidos de los metales de la última seccion, es decir, de los que tienen poca afinidad con el oxígeno, tienen una accion notable: reduciéndose, descomponen rápidamente el peróxido de hidrógeno; de suerte que el gas oxígeno que se desprende proviene del óxido metálico y del agua oxigenada, que se trasforma en agua comun.

Digitized by Google

Es tan violenta la accion del óxido de plata sobre este compuesto, que dejando caer una gota de peróxido de hidrógeno sobre este óxido seco, hay explosion á consecuencia de la descomposicion recíproca del óxido y del agua, que se verifica dejando desprender calórico y aun luz.

Accion de los sulfuros. Muchos sulfuros metálicos se trasforman en sulfatos por la accion del peróxido de hidrógeno.

Cuando el peróxido de hidrógeno puro se descompone, da 475 veces su volúmen de oxígeno. Se puede probar esto mezclando un volúmen conocido de este compuesto con agua comun, y calentando con una lámpara de espíritu de vino esta mezcla en un tubo lleno de mercurio y vuelto boca abajo sobre la cuba, ó haciendo pasar por él peróxido de manganeso que obra del mismo modo trasformando el peróxido de hidrógeno en protóxido y en gas oxígeno.

Composicion. Se deduce fácilmente la composicion del peróxido de hidrógeno de los resultados siguientes: un centímetro cúbico de este óxido, que pesa 1,452 gramas, da 475 centímetros cúbicos de oxígeno á 0. El peso de este volúmen de oxígeno es igual á 0,680 gramas. Si se rebaja esto de 1,452, peso del peróxido de hidrógeno, quedan 0,772 gramas para el protóxido de hidrógeno separado. La cantidad de este último está formada de 0,680 de oxígeno y de 0,092 de hidrógeno; de donde se ve fácilmente que el peróxido de hidrógeno está compuesto de una cantidad de oxígeno exactamente doble de la que existe en el agua comun.

Segun esto, el bióxido ó deutóxido de hidrógeno está formado en volúmenes de

2 vol. de oxíg.	oxíg. . . .	94,11
ó en peso de		
2 vol. de hidróg.	hidróg. . .	5,89
		100,00

Digitized by Google

Por consiguiente la composicion atomística del deutóxido de hidrógeno ó peróxido, es de dos átomos de oxígeno por dos átomos de hidrógeno, y su fórmula (H^2O^2) ó ($\ddot{H}$).

Usos. El peróxido de hidrógeno no tiene aun ninguna aplicacion ni en las artes ni en medicina. Segun la accion que ejerce inmediatamente sobre el sulfuro negro de plomo, que trasforma inmediatamente en sulfato de plomo que es blanco, M. Merimee, pintor distinguido, le ha empleado con buen éxito para quitar las manchas negras de sulfuro de plomo que se habian formado sobre un dibujo de Rafael. Inmediatamente se consigue el efecto que se quiere pasando ligeramente sobre la mancha un pincel empapado en una mezcla de agua comun y de peróxido de hidrógeno.

Diferentes ensayos que hemos hecho, nos han probado que la disolucion acuosa de cloro obraba tan eficazmente como el agua oxigenada, para hacer desaparecer sobre el papel las manchas negras de sulfuro de plomo.

COMPUESTO DE BARIO Y CLORO.

(*Cloruro de bario.*)

Preparacion. El cloro á una temperatura roja, descompone el protóxido de bario y le trasforma en cloruro desalojando el oxígeno. Tambien puede obtenerse este compuesto tratando el protóxido por el ácido clorhídrico á una temperatura roja.

Propiedades. El cloruro de bario es blanco, sólido, fusible é indescomponible por el fuego, y su sabor es picante y acre; se disuelve en dos veces su peso de agua hirviendo, y en casi la misma cantidad de agua fria. El alcohol á $+30^{\circ}$ puede disolver $\frac{1}{100}$.

Digitized by Google

Este compuesto, separándose de su disolucion acuosa, cristaliza en prismas de cuatro lados muy anchos y poco gruesos; pero de este modo solo tiene agua interpuesta, que le hace decrepitar cuando se le expone de pronto al calor.

En otro tiempo se conocia á este cloruro con el nombre de *muriato de barita*, y en la nueva nomenclatura se le ha dado despues el nombre de hidroclorato de barita; pero en la actualidad se le considera generalmente como un cloruro como á todos los demás hidrocloratos ó clorhidratos alcalinos.

Composicion. Segun esta hipótesis se compone de

Bario.	65,94	1 átomo.
	ó	
Cloro.	34,06	2 átomos.
	100,00	

Su fórmula = Ba Cl².

COMPUESTO DE BARIO É IODO.

(*Ioduro de bario.*)

Preparacion. El iodo forma una sola combinacion con el bario. No se la puede obtener como á la anterior, haciendo pasar iodo en vapores sobre protóxido de bario, pues se combinan sin desprendimiento de oxígeno, y forman un ioduro de óxido de bario.

Poniendo el gas ácido iodhídrico en contacto con el protóxido de bario, se descompone dando orígen á agua y á ioduro de bario. Se obtiene el mismo efecto saturando el ácido iodhídrico líquido por el agua de barita.

El ioduro de bario es blanco, sólido y un poco delicuescente; su sabor es ligeramente picante; es muy

Digitized by Google

soluble en el agua y cristaliza en agujas muy finas. Calentado sin el contacto del aire, no experimenta ninguna alteracion; pero en una vasija descubierta, se descompone en parte por el oxígeno del aire que se une con el bario y desaloja la porcion de iodo que estaba combinado con él. Este ioduro, en el agua, se altera tambien exponiéndole al aire, aun á la temperatura ordinaria: se forma subcarbonato de barita y un ioduro iodurado de bario que da al agua un color rojo anaranjado. El cloro y el bromo le descomponen.

Composicion. Debe representarse su composicion por

Bario.	35,35	1 átomo.
	ó	
Iodo.	64,65	2 átomos.
	100,00	

Su fórmula = Ba I^2.

COMPUESTOS DEL BARIO CON EL AZUFRE Y EL FOSFORO.

(*Sulfuro de bario.*)

Preparacion. Cuando se calienta en una retorta de vidrio enlodada, una mezcla de partes iguales de azufre y barita, ambos en polvo, estos dos cuerpos reaccionan uno sobre otro, se hienden y dan luego cuando se los enfria una masa amarilla verdosa. Segun los experimentos de Vauquelin, el producto obtenido de este modo es una mezcla de sulfuro de bario y de sulfato de barita. Indudablemente se forma esta sal por la descomposicion de una parte del protóxido por el azufre. Disolviendo la masa en el agua, el sulfuro

Digitized by Google

de bario se disuelve dando al agua un color amarillo anaranjado, y el sulfato de barita se precipita en un polvo blanquecino. Se forma este compuesto de azufre y bario, siempre que se calcina sulfato de barita con carbon.

El azufre puede combinarse al parecer en muchas proporciones con el bario, lo mismo que con otros metales.

FOSFURO DE BARIO.

Preparacion. Puede prepararse este compuesto del mismo modo que el de calcio, haciendo pasar vapor de fósforo sobre barita calentada hasta el rojo (*Véase* fosfuro de calcio). El fosfuro que se obtiene es pardo oscuro, brillante y muy fusible; al aire húmedo esparce un olor de ajo. Echado en agua, la descompone poco á poco: se desprende gas hidrógeno perfosforado, que se inflama al aire, y se forma hipofosfito de barita que queda disuelto.

Al fosfuro preparado por este medio, se le debe considerar como una mezcla de fosfuro de bario y de subfosfato de barita.

No se han examinado los compuestos del bario con los demás cuerpos combustibles; solo se sabe que el azoe, el hidrógeno, el carbono y el boro no pueden unirse con este metal.

Digitized by Google

CAPITULO VII.

ESTRONCIO.

SU ESTADO NATURAL, SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO, EL CLORO, EL IODO, EL AZUFRE Y EL FÓSFORO.

Historia. Durante largo tiempo se ha considerado al óxido de este metal, conocido al principio con el nombre de *estronciana*, como un cuerpo simple, y se le ha colocado en el número de las tierras; pero no se le ha mirado como un óxido metálico como á la barita, hasta despues de haber descubierto la composicion de la potasa y de la sosa.

Las diferentes tentativas que se han hecho para aislar este metal, sometiendo su óxido á la accion de una fuerte pila galvánica, apenas han suministrado suficientes cantidades para estudiar todas sus propiedades; de modo que su historia está tan incompleta como la del bario, con el que tiene mucha analogía por las propiedades de los compuestos que forma.

Estado natural. La estronciana ú óxido de estroncio existe en abundancia en ciertos paises; pero siempre se la encuentra combinada con los ácidos sulfúrico y carbónico.

Los doctores Crawford y Hope, y sobre todo Klaproth, distinguieron las combinaciones naturales de este óxido, confundidas primero con las de la barita, y Klaproth despues de haberle aislado en 1793, y haber reconocido en él propiedades particulares, le

Digitized by Google

dió el nombre de *estronciana*, nombre derivado de Strontian, pais de Escocia, en donde se halló por primera vez este mineral.

Despues se ha encontrado en Francia gran cantidad de estronciana combinada con el ácido sulfúrico; este mineral existe en masas considerables sobre las montañas de Montmartre y Menilmontant, cerca de París; está mezclado con cierta cantidad de subcarbonato de cal.

COMPUESTOS DE ESTRONCIO Y OXÍGENO.

(*Protóxido de estroncio*, *bióxido de estroncio.*)

Protóxido de estroncio. Este óxido, al cual en otro tiempo se le dió el nombre de *estronciana*, puede desprenderse de su combinacion natural con el ácido sulfúrico por el procedimiento que hemos descrito para extraer la barita; solo que es necesario antes calcinar el sulfato de estronciana con el carbon, diluirle en agua y verter encima ácido clorhídrico en exceso para disolver el subcarbonato de cal que está mezclado con él y forma cerca de la décima parte del mineral.

Propiedades. El protóxido de estroncio obtenido de la calcinacion del azoato de estronciana, presenta las mismas propiedades que el óxido de bario; se halla en una masa blanca ó pardusca, muy porosa, dotada de una causticidad análoga á la de la barita; este óxido absorbe rápidamente el agua con gran desprendimiento de calórico; su sabor es acre y alcalino.

Accion del aire. El óxido de estroncio expuesto al aire atrae primero la humedad, se hiende y se reduce á polvo, y despues pasa al estado de subcarbonato.

Accion del agua. El agua á la temperatura ordinaria solo puede disolver $\frac{1}{40}$ de este óxido; esta di-

Digitized by Google

solucion clara y trasparente, enverdece el jarabe de violetas y vuelve el color azul al girasol enrojecido; se la conoce con el nombre de *agua de estronciana.*

El agua hirviendo disuelve mayor proporcion de este óxido, y deja precipitar una parte cuando se enfria bajo la forma de hermosas láminas delgadas cuadrangulares. Estos cristales están compuestos de agua y óxido de estroncio, y constituyen un hidrato de estroncio que segun la análisis que ha hecho el Doctor Hope, está formado de

Oxido de estroncio.	32,38	1 átomo.
	ó	
Agua.	67,62	12 átomos.
	100,00	

Este hidrato expuesto al fuego experimenta la fusion acuosa, se deseca despues y se funde de nuevo al calor rojo. En este estado es aun un hidrato formado de un átomo de agua y de un átomo de protóxido de estroncio, porque el óxido de estroncio extraido del azoato, es infusible á este calor y aun á uno mas elevado.

Es tan grande la afinidad del protóxido de estroncio con el ácido sulfúrico, que este óxido se apodera del de los óxidos con que está combinado, y forma un sulfato insoluble en el agua y en los ácidos. Bajo este aspecto tiene mucha analogía con la barita, y puede lo mismo que esta última servir de reactivo. Sin embargo, el sulfato de estronciana no es tan insoluble como el sulfato de barita; porque el agua de estronciana diluida en una gran cantidad de agua, no precipita por el ácido sulfúrico.

Composicion. Se ha determinado la composicion del óxido de estroncio del mismo modo que la del óxido

Digitized by Google

de bario, es decir, analizando el sulfato. El óxido está compuesto de

Estroncio.	84,58	1 átomo.
	ó	
Oxígeno.	15,42	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = SrO.

Este óxido, lo mismo que sus combinaciones solubles, no obra con tanta energía sobre la economía como los compuestos de protóxido de bario, como lo prueban los experimentos directos de M. Gmelin hechos sobre los animales. Uno de los caracteres distintivos del óxido de estroncio y de sus compuestos es dar á la llama de los combustibles un hermoso color rojo purpúreo. Se puede hacer este experimento poniendo un poco de azoato de estronciana en la llama de una bujía encendida, ó inflamando estopa empapada en alcohol en el cual se ha diluido una sal soluble de estronciana.

Bióxido de estroncio. El óxido de estroncio no es capaz de absorber por medio del calor una nueva dosis de oxígeno como el óxido de bario; sin embargo, se puede obtener un óxido mas oxigenado vertiendo agua de estronciana en bióxido de hidrógeno. No se ha analizado este óxido, y Thénard le ha observado al hacer sus investigaciones sobre el agua oxigenada. Se halla en láminas brillantes poco solubles en el agua, é indudablemente está compuesto de 2 átomos de oxígeno y 1 átomo de estroncio.

Digitized by Google

COMPUESTOS DEL ESTRONCIO CON EL CLORO, EL IODO, EL AZUFRE Y EL FÓSFORO.

Estos diferentes cuerpos combustibles pueden unirse con el estroncio y formar compuestos análogos á los de bario.

Se los puede obtener poniendo estos cuerpos en contacto del óxido de estroncio á una temperatura mas ó menos elevada.

CLORURO DE ESTRONCIO.

Preparacion. El cloro á un calor rojo descompone el protóxido de estroncio, expulsa el oxígeno y se combina con el estroncio.

Igualmente se puede preparar este cloruro tratando el óxido por el ácido clorhídrico, ó disolviendo en este ácido el carbonato de estronciana.

Se ha considerado á este compuesto, conocido con el nombre de *muriato de estronciana*, y despues con el de *hidroclorato*, como una sal; pero en la actualidad está incluido entre los cloruros.

Propiedades. Este cloruro es blanco, sólido, fijo al fuego; su sabor es acre y picante; expuesto al aire, atrae poco á poco la humedad y se liquida; es muy soluble en el agua. Este líquido disuelve vez y media su peso á $+15^{o}$ y mayor proporcion en caliente. Abandonando el agua que le tenia en disolucion, cristaliza en agujas largas blancas, muy delicadas, que tienen la figura de prismas hexáedros. El alcohol disuelve $\frac{1}{24}$ y el mismo líquido hirviendo $\frac{1}{12}$, segun Bucholz.

La disolucion alcohólica arde con una llama de un hermoso color rojo purpúreo, y se emplea en los teatros para obtener las llamas rojas que aparecen en ciertas escenas infernales.

Digitized by Google

Composicion. Este cloruro está formado de

Estroncio. . . .	55,39	1 átomo.
	ó	
Cloro.	44,61	2 átomos.
	100,00	

Su fórmula $=Sr\ Ch^2$.

IODURO DE ESTRONCIO.

El iodo reducido á vapor se combina con el óxido de estroncio sin descomponerle á ninguna temperatura. El óxido de bario tiene tambien esta propiedad.

Preparacion. Sin embargo se puede combinar el iodo con el estroncio disolviendo el óxido de estroncio en el ácido iodhídrico y evaporando hasta sequedad.

Propiedades. El ioduro de estroncio es blanco, sólido, fijo é inalterable en vasijas tapadas, aunque sea á un calor rojo. Calentado al contacto del aire deja desprender vapores violados de iodo por el oxígeno que se une en parte con el metal. Este compuesto es muy soluble en el agua, y puede cristalizar en agujas finas como el cloruro. Expuesta al aire su disolucion se descompone en parte, y se trasforma en ioduro iodurado de estroncio y en subcarbonato de estronciana.

Composicion. No se ha hecho aun la análisis de este compuesto, y la teoría indica que debe estar formado de

Estroncio.	25,88	1 átomo.
	ó	
Iodo.	74,12	2 átomos.
	100,00	

Su fórmula $=Sr\ I^2$.

Digitized by Google

El azufre y el fósforo tienen sobre el óxido de estroncio la misma accion que sobre el óxido de bario; los compuestos que de aquí resultan se parecen tanto á los de bario, que creemos inútil exponer aquí sus propiedades.

CAPITULO VIII.

ALUMINIO.

SU ESTADO NATURAL, SU EXTRACCION, SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO, EL CLORO, EL AZUFRE Y EL FÓSFORO.

Este metal, admitido largo tiempo por analogía, ha sido aislado y estudiado en 1828 por M. Wohler. Existe en la naturaleza combinado con el oxígeno, y forma un óxido, que se conoció al principio con el nombre de *alúmina*. Rara vez se le halla puro; pues mas comunmente se le encuentra unido al ácido silícico y á algunos óxidos metálicos. Estas combinaciones naturales constituyen las diversas variedades de *arcillas* ó de tierras arcillosas. Tambien existe unido con el ácido sulfúrico en una sal que la naturaleza ofrece formada en ciertos paises, y que los antiguos han conocido con el nombre de *alumbre*, aunque hayan ignorado su verdadera composicion.

Extraccion del aluminio. No puede obtenerse fácilmente el aluminio sino descomponiendo el cloruro de aluminio por el potasio, como lo ha observado M. Wohler (*Anales de Química y Física*, tomo XXXVII, pág. 75). Se coloca por capas este cloruro en un crisol de platina con pedazos aplastados de potasio. Se fija la tapadera con un alambre y se calienta con la lámpara de espíritu de vino. Se efectua la reduccion

Digitized by Google

desprendiéndose tanto calor que el crisol se enrojece hasta el blanco. El potasio se apodera del cloro y forma cloruro de potasio, y el aluminio queda aislado. Se deja enfriar el crisol y se vierte agua en él, que disuelve el cloruro de potasio y deja precipitar el aluminio en un polvo negruzco que se recoge y lava diferentes veces.

Propiedades. El aluminio obtenido de este modo se presenta en un polvo gris negruzco que adquiere lustre metálico y brillante frotándole contra un cuerpo duro. Este metal es infundible al calor que se puede producir en las mejores forjas. El aire no tiene ninguna accion sobre él á la temperatura ordinaria, pero á un calor rojo le hace arder rápidamente y le convierte en un polvo blanco que es óxido de aluminio. Al parecer el agua fria no tiene accion sobre este metal, pero á un calor de + 100 se oxida poco á poco porque se descompone. Los ácidos no le atacan sino en caliente y le oxidan disolviéndole, lo que demuestra que no es tan grande la afinidad de este metal con el oxígeno como lo que se suponia antes de los experimentos de M. Wohler.

COMPUESTO DE ALÚMINA Y OXÍGENO.

(*Oxido de aluminio, alúmina.*)

Preparacion. Solo existe un óxido de aluminio, que es la alúmina. Se le puede obtener directamente quemando el metal en el oxígeno; pero se le extrae de las combinaciones en donde se halla formado en la naturaleza, ó en las que el arte prepara en gran cantidad para las necesidades del comercio.

Procedimiento primero. Ordinariamente se extrae este óxido puro del alumbre ó del sulfato doble de alúmina y potasa. Para conseguir esto, se disuelve esta sal en veinte veces su peso de agua caliente, y en esta disolucion se vierte poco á poco amoniaco líquido hasta que haya un exceso sensible de él. De pronto se

Digitized by Google

descompone el sulfato de alúmina, y se deposita el óxido de aluminio en una jalea blanca, trasparente, que se recoge sobre un filtro y que se lava con agua caliente hasta que no tengan sabor las aguas de la locion. El sulfato de amoniaco que se ha formado queda en el líquido que sobrenada con el sulfato de potasa.

El precipitado gelatinoso que se obtiene es un compuesto de óxido de aluminio y agua (hidrato de alúmina) que contiene 50 por 100 de agua ú 8 átomos, cuando está seco al aire; por la calcinacion hasta el rojo pierde 5 y solo retiene 3, de las que no se le puede privar sino uniéndole con el ácido sulfúrico y descomponiendo despues el sulfato por el calor.

Procedimiento segundo. Tambien puede obtenerse este óxido anhidro exponiendo á la accion del calor en un crisol de tierra el sulfato doble de alúmina y amoniaco. Esta sal se descompone á una temperatura elevada y deja por residuo fijo el óxido de aluminio puro. Por consiguiente el ácido sulfúrico del sulfato de alúmina se descompone en ácido sulfuroso y en oxígeno, al mismo tiempo que se descompone el sulfato de amoniaco trasformándose en productos volátiles.

Propiedades. El óxido de aluminio se halla en polvo blanco, suave al tacto, que se agarra un poco á la lengua, y que exhala cuando se le sopla encima un olor térreo. Su densidad es de 2,000. Es infundible, insoluble en el agua, no tiene accion sobre los colores vejetales, y es inalterable por los cuerpos combustibles no metálicos, lo que prueba su grande afinidad con el oxígeno.

Caracteres distintivos. Las propiedades distintivas de este óxido son: 1.º ser soluble en la potasa y en la sosa cáustica; 2.º dar con el ácido sulfúrico y la potasa una sal cristalizable (alumbre), fácil de reconocer por su sabor y su forma octaédrica; 3.º producir al fuego un hermoso color azul despues de haberle humedecido con una disolucion de protoazoato de cobalto.

Composicion. Segun algunas consideraciones sobre

Digitized by Google

la composicion de las sales formadas por el óxido de aluminio, Berzélius ha establecido de este modo la composicion de este óxido:

Aluminio....	53,29		2 átomos.
		ó	
Oxígeno.....	46,71		3 átomos.
	100,00		

Su fórmula $= Al^2 O^3$.

El óxido de aluminio puro solo se emplea en los laboratorios para preparar las sales aluminosas. Pero se usan mucho en las artes sus combinaciones naturales con el ácido silícico, y con las diferentes variedades de estos compuestos, que se encuentran mas ó menos puros, se fabrican desde la porcelana hasta la loza y vidriado mas ordinario. Se usan con frecuencia muchas sales formadas por este óxido, tales son el sulfato doble de alúmina y potasa, y el acetato de alúmina: el primero se emplea en medicina; y el segundo unido al anterior, se usa en los tintes por la propiedad que tiene de combinarse con los tejidos y de fijar las materias colorantes.

Minerales aluminosos. El óxido de aluminio mezclado con la sílice y la creta forma las tierras grasas á que se designa con el nombre de *margas*, que algunas veces emplean los agricultores para abonar las tierras muy arenosas, y hacerlas mas á propósito para el cultivo de ciertos vejetales.

El óxido de aluminio puro constituye la especie de mineral cristalizado, el mas duro despues del diamante, que se llama *corindon*. Forma la base de algunas piedras preciosas de color, muy usadas como adorno, tales son las que se conocen con la denominacion de *topacio*, *rubí*, *amatista*, *zafiros* &c.

Se emplea con el nombre de *esmeril* la variedad de corindon granular y ferruginosa. El polvo de este

Digitized by Google

mineral sirve para pulimentar un gran número de cuerpos en las artes.

COMPUESTO DE ALUMINIO Y CLORO.

(*Cloruro de aluminio.*)

Preparacion. Segun el procedimiento de MM. Œrstedt y Wohler se puede obtener este compuesto haciendo pasar una corriente de cloro seco sobre una mezcla de alúmina y carbon colocada en un tubo de porcelana calentado hasta el rojo. El cloro y el carbono juntos descomponen el óxido de aluminio, de donde resulta óxido de carbono y cloruro de aluminio, que es volátil y se condensa en una masa cristalina á alguna distancia del orificio del tubo y de la alargadera de vidrio con que comunica.

Propiedades. Este cloruro es blanco, semitrasparente y volátil; expuesto al aire absorbe la humedad y cae en delicuescencia; el agua le disuelve con la mayor facilidad. Evaporada esta disolucion hasta sequedad, se descompone por el agua en ácido clorhídrico que se desprende y en óxido de aluminio fijo.

Segun M. Wohler el azufre y el fósforo pueden unirse con el aluminio calentando este metal en el vapor de estos cuerpos combustibles. Estos compuestos son negros, adquieren brillo frotándolos y se descomponen poco á poco poniéndolos en contacto del agua, el primero en óxido de aluminio y en gas sulfhídrico, y el segundo en óxido de aluminio y en gas hidrógeno protofosforado.

Digitized by Google

CAPITULO IX.

ITRIO.

SU ESTADO NATURAL, SU EXTRACCION, SUS PROPIEDADES, SUS COMBINACIONES CON EL OXIGENO, EL SELENIO Y EL FÓSFORO.

Estado natural. El itrio es el metal de un óxido conocido con el nombre de *itria*, que fué descubierto en 1794 por el profesor Gadolin, en un mineral hallado cerca de Ytterby, en Suecia. Este óxido está combinado en este mineral con el óxido de hierro y la sílice. Se ha hallado despues en otros minerales del mismo país.

Extraccion. M. Wohler aisló la primera vez el metal de este óxido, siguiendo exactamente el mismo procedimiento que para obtener el aluminio, es decir, descomponiendo el cloruro de itrio por el potasio por medio del calor.

Propiedades. El itrio obtenido de este modo se presenta en un polvo reluciente, gris negro, compuesto de escamas de color negro de hierro con brillo metálico muy marcado. Por este aspecto cristalino se distingue del aluminio que se halla en polvo sin brillo.

Accion del aire y del agua. A la temperatura ordinaria el itrio no se oxida ni en el aire ni en el agua. Calentado hasta el rojo al aire libre, se inflama, arde con brillo que ofusca mucho la vista y se convierte en óxido de itrio (itria). Es mucho mas viva la combustion en el gas oxígeno.

Digitized by Google

COMPUESTO DE ITRIO Y OXÍGENO.

(*Oxido de itrio.*)

En otro tiempo se conocia á este óxido con el nombre de *itria*. Existe en minerales raros, y solo se le puede separar puro por procedimientos químicos un poco complicados.

Propiedades. Este óxido es blanco, sin olor, insípido, y no tiene accion sobre los colores vejetales; su peso específico es de 4,842; es insoluble en el agua y puede formar con esta un hidrato gelatinoso semejante al de alúmina, pero insoluble en la potasa.

Composicion. Este óxido no tiene usos. Se compone de

Itrio.	73,69	2 átomos.
	ó	
Oxígeno. . .	26,31	3 átomos.
	100,00	

Su fórmula $= Zr^2 O^3$.

COMPUESTOS DE ITRIO CON EL AZUFRE, EL SELENIO Y EL FÓSFORO.

Segun M. Wohler el azufre y el selenio pueden combinarse con el itrio por medio del calor. El sulfuro es gris, pulverulento, no tiene accion sobre el agua, pero la descompone fácilmente por medio de un ácido, produciendo un desprendimiento rápido de ácido sulfhídrico.

El seleniuro de itrio es negro, insoluble en el agua; se conduce con los ácidos debilitados lo mismo que el sulfuro.

Calentado el itrio con el fósforo, se inflama en su vapor y se combina con él. El fosfuro de itrio que se

Digitized by Google

obtiene es un polvo gris negruzco, y descompone instantáneamente el agua, produciendo gas hidrógeno deutofosforado que se inflama al aire.

CAPITULO X.

GLUCINIO.

SU ESTADO NATURAL, SU EXTRACCION, SUS PROPIEDADES, SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO Y EL AZUFRE.

Estado natural. Este metal es el radical de un óxido metálico descubierto en 1798 por Vauquelin, quien le dió el nombre de glucina. Se le encontró primero en una piedra designada por los mineralogistas con el nombre de *berilo*, *agua marina*, y despues en la *esmeralda del Perú*. Se desconoció la composicion de la glucina hasta la época del descubrimiento del potasio, cuando se consideró á todas las tierras como óxidos metálicos.

Extraccion. Segun observaciones recientes de M. Bussy, profesor de química en París, y de M. Wohler, se puede obtener el glucinio tratando por el potasio el cloruro de este metal preparado por el mismo procedimiento que el aluminio (*V.* la extraccion del aluminio).

Propiedades. El glucinio se presenta bajo la forma de un polvo gris oscuro, que tiene el aspecto de un metal precipitado en partes muy divididas. Adquiere un brillo metálico sombrío con el bruñidor. El aire y el agua no tiene accion sobre él.

Accion del aire. Calentado en el aire ó en el oxígeno, arde con brillo y se convierte en óxido de glucinio (glucina). Se disuelve fácilmente en los ácidos sulfúrico y clorhídrico débiles, dejando desprender gas hidrógeno. Tiene la misma accion sobre la disolucion de potasa.

Digitized by Google

COMPUESTO DE GLUCINIO Y OXÍGENO.

(*Oxido de glucinio*, *glucina.*)

Se puede extraer con bastante facilidad este óxido, que existe naturalmente en los minerales citados antes. No indicamos su extraccion porque no tiene uso.

Propiedades. Este óxido se halla en polvo blanco, ligero, suave al tacto, sin olor ni sabor; se agarra un poco á la lengua como la alúmina; su densidad es de 2,976; es insoluble en el agua, y forma con todos los ácidos sales que tienen un sabor dulce y azucarado.

Composicion. Segun M. Berzélius debe representarse su composicion por

Glucinio. . .	68,83		2 átomos.
		ó	
Oxígeno. . .	31,17		3 átomos.
	100,00		

Su fórmula $= Gl^2 O^3$.

Accion de los metaloideos. El glucinio se combina directamente con el cloro, el bromo y el iodo, y forma compuestos volátiles y cristalizables que se disuelven fácilmente en el agua.

Este metal forma tambien un compuesto con el azufre, calentándole en su vapor; durante la combinacion hay una viva encandecencia. El sulfuro de glucinio es gris, poco soluble en el agua, la que descompone con rapidez en presencia de los ácidos.

Digitized by Google

CAPITULO XI.

CIRCONIO.

SU ESTADO NATURAL, SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO Y EL AZUFRE.

Estado natural. El circonio solo se halla combinado con el oxígeno, y entonces forma un óxido que por mucho tiempo se le ha mirado como una tierra y ha recibido el nombre de *circona.* Klaproth, célebre químico prusiano, ha descubierto este óxido en 1789 al analizar el *circon*, piedra preciosa y muy rara hallada en la isla de Ceylan. Existe en esta piedra combinado con la sílice, á la cual se halla asociada una pequeña cantidad de óxido de hierro y de niquel

Klaproth ha demostrado despues la presencia de este mismo óxido en otra piedra del mismo país, pero menos rara, conocida con el nombre de *jacinto.*

Extraccion. Segun Berzélius, se obtiene el circonio en estado metálico, tratando por el potasio en un tubo de hierro ó de vidrio el fluoruro doble de circonio y de potasio pulverizado y bien seco. El potasio descompone por medio de un calor suave el fluoruro de circonio y deja en libertad el circonio. Lavando la masa fundida, se disuelve el fluoruro de potasio formado, y se precipita el circonio en un polvo negro que se deja digerir en el ácido clorhídrico dilatado en agua, para quitar el óxido que puede contener, y se le lava despues con una disolucion de sal amoniaco, y últimamente con alcohol.

Propiedades. El circonio se presenta siempre bajo la forma de un polvo negro que toma color gris de hierro por la frotacion, y se parece un poco á la plom-

Digitized by Google

bagina. Calentado al aire, se inflama bajo el calor rojo, arde tranquilamente y se convierte en óxido blanco de circonio dejando desprender luz. Los ácidos sulfúrico, clorhídrico y azóico apenas obran sobre este metal, aun por medio del calor; el ácido fluorhídrico le disuelve muy pronto desprendiendo gas hidrógeno.

COMPUESTO DE CIRCONIO Y OXÍGENO.

(*Oxido de circonio, circona.*)

Extraccion. Se extrae el óxido de circonio de los dos minerales que hemos indicado fundiéndolos con tres veces su peso de potasa cáustica. La potasa se combina con la sílice y forma un compuesto soluble en el agua (subsilicato de potasa). El óxido de circonio, que es insoluble en el agua, se precipita con cierta cantidad de óxido de hierro. Se disuelve este precipitado en el ácido clorhídrico, y se vierte en la disolucion un exceso de amoniaco líquido que separa estos dos óxidos. Se los hierve con una disolucion de ácido oxálico que disuelve el óxido de hierro, y forma con el óxido de circonio un oxalato insoluble de donde se obtiene el óxido por calcinacion (procedimiento de MM. Dubois y Silveira).

Propiedades. El óxido de circonio preparado de este modo, se halla en un polvo blanco, insípido, sin olor, insoluble en el agua, de 4,300 de densidad; es inalterable al calor mas fuerte, que al parecer solo le hace experimentar un principio de fusion. Cuando ha sido este óxido muy calentado, se vuelve insoluble en los ácidos que le disolvian ántes. Precipitado de sus disoluciones ácidas, retiene bastante agua para formar un hidrato, que desecado lentamente adquiere la transparencia del cuerno.

Digitized by Google

Composicion. Segun la análisis de su sulfato, este óxido se compone de

Circonio....	65,12	2 átomos.
	ó	
Oxígeno....	34,88	3 átomos.
	100,00	

Su fórmula Zr^2O^3.

Sulfuro de circonio. Se obtiene este compuesto calentando en gas hidrógeno circonio con azufre. Es pulverulento, pardo amarillento, insoluble en los ácidos azóico, sulfúrico y clorhídrico; pero se disuelve en el ácido fluorhídrico desprendiendo gas sulfhídrico.

CAPITULO XII.

TORIO.

Estado natural. Berzelius descubrió este nuevo metal en 1830 en un mineral de la isla de Loeven en Noruega. En este mineral, llamado *torita* del nombre de un antiguo Dios escandinavo (*Thor*), existe el torio en estado de óxido combinado con el ácido silícico y mezclado con pequeñas cantidades de óxidos de hierro, de manganeso y de calcio, y vestigios de los óxidos de estaño y plomo; el óxido de torio forma las 57 por 100.

Extraccion del óxido. Se disuelve el mineral en el

Digitized by Google

ácido clorhídrico, y se trata la disolucion por una corriente de gas sulfhídrico, para separar el plomo y el estaño. Despues de haber aislado el precipitado, se calienta el licor y se le precipita por el amoniaco. Recogido y lavado el precipitado, se le disuelve despues en el ácido sulfúrico dilatado. Evaporando el licor á una temperatura elevada, se deposita sulfato de torio poco soluble en el agua caliente, que se lava en agua hirviendo y del cual se separa el óxido por la calcinacion al rojo.

Torio: sus propiedades. Se obtiene este metal del mismo modo que el aluminio, descomponiendo el cloruro de torio por el potasio (*Véase* aluminio). Se presenta bajo la forma de un polvo de color gris de plomo oscuro, que frotado con una ágata adquiere brillo metálico; el agua no le oxida ni á la temperatura ordinaria, ni á $+100^{o}$; calentado suavemente al aire, se inflama y arde con un resplandor muy vivo, convirtiéndose en óxido de un hermoso color blanco de nieve. Los ácidos sulfúrico y azóico débiles tienen poca accion sobre el torio; el ácido clorhídrico á un calor suave le disuelve, dejando desprender hidrógeno y trasformándose en cloruro soluble. Las disoluciones de potasa y sosa no tienen accion sobre él.

Óxido de torio: sus propiedades. Es el único compuesto de oxígeno y torio que se conoce; se le obtiene directamente ó se le separa del mineral por el procedimiento referido antes.

Este óxido se halla en polvo blanco que es muy denso si se le ha calcinado con mucha fuerza, porque su pesantez específica se aproxima mucho á la del protóxido de plomo, y es igual á 9,402. Es infundible, insoluble en los ácidos cuando está deshidratado. Su hidrato se parece al del óxido de aluminio; pero se diferencia de él en que es insoluble en las disoluciones de potasa y sosa cánsticas, y en la propiedad que tiene de convertirse al aire en carbonato.

Digitized by Google

Composicion. Se compone, segun M. Berzélius, de

Torio.....	88,16	1 átomo.
	ó	
Oxígeno.....	11,84	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula =Th O.

Cloruro de torio. El cloro puede formar con el torio una combinacion análoga al cloruro de aluminio que se prepara del mismo modo que este cloruro, haciendo pasar una corriente de gas cloro seco sobre una mezcla íntima de carbon y óxido de torio colocado en un tubo de porcelana y calentado hasta el rojo vivo.

Propiedades. El cloruro de torio obtenido de este modo es anhidro, se halla en una masa blanca medio fundida, de fractura cristalina, que puede sublimarse. Expuesto al aire se liquida, el agua le disuelve desprendiendo calor, su disolucion evaporada se conduce como la del cloruro de aluminio, dando ácido clorhídrico y dejando el óxido de torio.

Compuestos de torio con el azufre y el fósforo. El azufre y el fósforo pueden unirse directamente con el torio; el sulfuro se presenta en polvo amarillo oscuro; el fosfuro es de color gris de plomo, é inalterable por el agua.

Digitized by Google

CAPITULO XIII.

MAGNESIO.

SU ESTADO NATURAL, SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO Y EL CLORO.

Humphry Davy obtuvo la primera vez este metal poco tiempo despues del descubrimiento del potasio, sometiendo la magnesia (óxido de magnesio) á la accion de una fuerte pila galvánica; pero las cortas cantidades de metal que ha suministrado este procedimiento han sido insuficientes para estudiarle.

Extraccion. M. Bussy ha conseguido en 1830 obtenerle por el procedimiento indicado por Wohler para extraer el aluminio, es decir, descomponiendo el cloruro de magnesio en un tubo de vidrio por el potasio. Si se trata por el agua la masa calcinada, se disuelve el cloruro de potasio formado y se precipitan en el fondo de la vasija glóbulos brillantes que tienen el brillo y la blancura de la plata.

Propiedades. El magnesio es de color blanco de plata, muy brillante, muy maleable, fusible á una temperatura poco elevada; es inalterable al aire seco, pero pierde su brillo al aire húmedo y se cubre de una capa blanca de óxido; calentado al aire, arde arrojando chispas. El agua privada de aire no tiene accion sobre él; pero á $+100^{0}$ le oxida ligeramente: los ácidos dilatados le disuelven dejando desprender hidrógeno.

Digitized by Google

COMPUESTO DE MAGNESIO Y OXÍGENO.

(*Oxido de magnesio, magnesia.*)

El magnesio solo se une en una proporcion con el oxígeno para formar el óxido de magnesio ó magnesia. Este óxido se halla en la naturaleza combinado con ciertos ácidos minerales ó con algunos óxidos. Los farmacéuticos le extraen de una de sus combinaciones mas abundantes (el sulfato de magnesia).

Preparacion. Se obtiene este óxido vertiendo una disolucion de carbonato de potasa en una disolucion hirviendo de sulfato de magnesia, hecha en las proporciones de una parte de sal por seis partes de agua destilada. Estas dos sales se descomponen recíprocamente, y resulta carbonato de magnesia que se precipita y sulfato de potasa que queda disuelto. Se recoge sobre un filtro el carbonato de magnesia, se le lava con agua hirviendo y se le hace secar. Calcinándole despues hasta el rojo en un crisol de tierra, se descompone y deja óxido de magnesio puro. Los farmacéuticos conocen con el nombre de *magnesia calcinada* al óxido preparado de este modo. Se la conserva en frascos herméticamente cerrados á fin de que no absorba el ácido carbónico del aire.

Propiedades. El óxido de magnesio es blanco, se halla en polvo ligero, suave al tacto; no tiene olor; su sabor es un poco acre y alcalino; su densidad es de 2,300; enverdece el jarabe de violetas y vuelve azul la tintura de girasol enrojecida. No se funde aunque se le someta á la accion de un calor fuerte. Expuesto al aire absorbe poco á poco el ácido carbónico aun á la temperatura ordinaria. Segun el doctor Fyfe el agua disuelve una pequeña cantidad, pero en general mas en caliente que en frio; porque segun él, el agua hir-

Digitized by Google

viento puede disolver $\frac{1}{36000}$ de su peso y el agua á + 15° $\frac{1}{51420}$.

Composicion. Segun la análisis de su sulfato, el óxido de magnesio se compone de

Magnesio...	61,29	1 átomo.
ó		
Oxígeno....	38,71	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = Mg O.

Usos. Los médicos emplean este óxido para disipar los agrios del estómago ocasionados por demasiada acidez del jugo gástrico. Este es el mejor antídoto que se conoce de los ácidos minerales introducidos en los órganos digestivos; los satura inmediatamente y forma sales mas ó menos purgantes. Se le administra suspendido en agua azucarada á la dosis de media á una dracma. Mezclado con mucilago de goma y azúcar, forma la base de las tabletas conocidas con el nombre de *tabletas de magnesia*. Combinado con el ácido sulfúrico, forma el sulfato de magnesia, que se emplea frecuentemente como purgante en medicina y en veterinaria.

COMPUESTO DE MAGNESIO Y CLORO.

(*Cloruro de magnesio.*)

Preparacion. Se forma este compuesto haciendo pasar una corriente de cloro seco sobre óxido de magnesio calentado hasta el rojo en un tubo de porcelana; el oxígeno se desprende, y el cloro se combina con el magnesio. Tambien puede obtenerse el cloruro

Digitized by Google

de magnesio disolviendo el óxido de magnesio ó el carbonato de magnesia en el ácido clorhídrico; pero cuando se le prepara por este último procedimiento, está hidratado y disuelto en agua: evaporando la disolucion, se descompone el cloruro por el agua en ácido clorhídrico que se desprende y queda óxido de magnesio.

Propiedades. El cloruro de magnesio es sólido, blanco, de sabor muy amargo, caliente y picante. Expuesto al aire, absorbe pronto la humedad y cae en delicuescencia; es muy soluble en el agua y en el alcohol.

Estado y composicion. Este cloruro existe disuelto en el agua de mar y en muchas aguas minerales. Está compuesto de

Cloro.....	73,64	2 átomos.
	ó	
Magnesio.....	26,36	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula $= Mg\,Ch^2$.

El bromo y el iodo forman con el magnesio compuestos binarios análogos al cloruro, tanto por sus propiedades químicas, como por su composicion. Se prepararán del mismo modo.

Digitized by Google

CAPITULO XIV.

MANGANESO.

SU EXTRACCION, SUS PROPIEDADES, SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO, EL CLORO, EL IODO, EL AZUFRE Y EL FÓSFORO.

Estado natural. Este metal, descubierto por Schéele y Gahn en 1774, se halla en la naturaleza combinado en diferentes proporciones con el oxígeno y con ciertos ácidos. En el primer estado es comun. Se le extrae de uno de sus óxidos, calcinándole á una temperatura elevada con carbon; pero como el óxido que se encuentra naturalmente se halla siempre mezclado con sustancias extrañas, se le purifica antes de reducirle.

Extraccion. Despues de haber pulverizado el peróxido de manganeso natural, se le pone en contacto á la temperatura ordinaria con ácido clorhídrico dilatado en cinco á seis veces su peso de agua, á fin de disolver los carbonatos que podria contener. Despues de esta operacion se le trata por cuatro á cinco veces su peso de ácido sulfúrico concentrado, y se calcina poco á poco la materia en un crisol de tierra hasta el rojo oscuro. El peróxido, reducido al estado de protóxido por haber perdido parte de su oxígeno, forma con el ácido sulfúrico una sal indescomponible á esta temperatura, mientras que el sulfato de hierro que puede contener se descompone y trasforma en peróxido de hierro. Se trata la masa calcinada por el agua hirviendo, y de este modo se vuelve á disolver el protosulfato de manganeso, que no contiene sulfato de hierro si se ha hecho bien la calcinacion. Se reconoce que existe el sulfato de hierro por medio del cianuro de

Digitized by Google

hierro y potasio (prusiato de potasa del comercio) que produce un precipitado blanco y no azulado. Si la sal de manganeso contuviese aun hierro, sería necesario evaporar la disolucion y calcinar de nuevo el residuo. Cuando se ha preparado de este modo una disolucion de proto-sulfato de manganeso, se vierte en ella bicarbonato de potasa, que forma un precipitado blanco de carbonato de manganeso que se lava bien. De este carbonato puro se extrae el manganeso.

Reduccion del óxido. Para hacer bien esta reduccion, se mezcla el carbonato con la cantidad de negro de humo capaz de absorber el oxígeno del óxido, y se hace con todo una pasta por medio de un poco de aceite. Despues de haber colocado esta pasta dentro de un crisol infundible y brascado, y despues de haberle enlodado bien con su tapadera, se le expone sucesivamente durante hora y media á la temperatura mas alta que se puede producir en una buena forja, en la cual se sostiene una corriente continua de aire por medio de un fuelle.

Cuando se ha dirigido bien el fuego, y el crisol ha podido resistir á esta temperatura muy elevada, se halla al metal reducido y reunido en el fondo de la mezcla de arena y carbon en un boton brillante; en este estado contiene un poco de carbono.

Propiedades. El manganeso tiene un color blanco pardusco como el de la fundicion blanca, y una testura granosa. Es muy quebradizo y no puede ser laminado ni convertido en alambres. Segun John, su densidad es de 8,013. Solo puede fundirse al calor mas elevado que se puede obtener en las forjas alimentadas por una corriente de aire. Se funde á 160° del pirómetro de Wegwood, lo que corresponde á cerca de 11,118 grados del termómetro centígrado.

Accion del aire. Este metal tiene mucha accion sobre el aire; absorbe poco á poco su oxígeno y se reduce á óxido tomando sucesivamente un color gris, violado y negro. Esta accion es mas violenta en calien-

Digitized by Google

té, y más poderosa y mas pronta sobre todo en el gas oxígeno, al que absorbe rápidamente á un calor rojo.

Accion del agua. El agua á la temperatura ordinaria, puesta en contacto con este metal reducido á polvo, se descompone poco á poco y le convierte en parte en óxido de color verde. Esta descomposicion es rápida al calor rojo cuando se hace pasar vapor de agua sobre este metal.

COMPUESTOS DE MANGANESO CON EL OXÍGENO

El manganeso se une con el oxígeno en cinco proporciones, y forma un protóxido, un deutóxido, un peróxido y dos ácidos particulares, á los que se designa, en razon de la cantidad de oxígeno, al uno con el nombre de ácido manganésico, y al otro con el de ácido permanganésico.

PROTOXIDO DE MANGANESO.

Estado natural. Este óxido que se encuentra en la naturaleza combinado con el ácido carbónico y el ácido fosfórico, es el único de los óxidos de manganeso que produce combinaciones permanentes con los ácidos. Se forma siempre que se disuelve el manganeso en los ácidos.

Preparacion. Se le puede obtener artificialmente descomponiendo una sal de protóxido de manganeso por una disolucion de potasa cáustica; en el instante se forma un precipitado blanco de hidrato de protóxido de manganeso, que amarillea y pardea pronto al aire oxidándose, lo que impide obtenerle aislado de este modo; pero se consigue esto mas comunmente descomponiendo por el carbonato de potasa una sal de protóxido de manganeso disuelta, ó calentando en un tubo de vidrio adelgazado el carbonato de manganeso obtenido.

Propiedades. El protóxido preparado de este modo tiene un color verde pálido ó pardusco; es fijo al

Digitized by Google

fuego, insoluble en el agua y absorbe poco á poco el oxígeno del aire á la temperatura ordinaria, volviéndose negro. Se disuelve fácilmente sin efervescencia en los ácidos, y forma sales sin color, de donde la potasa, la sosa y el amoniaco le precipitan en estado de hidrato blanco.

Composicion. Segun M. Arfwedson, este óxido se compone de

Manganeso.	77,57	1 átomo.
	ó	
Oxígeno. . .	22,43	3 átomos.
	100,00	

Su fórmula = Mn O.

El óxido que se forma poniendo en contacto el agua y el manganeso, y al cual Berzélius ha considerado como un protóxido de manganeso que solo contiene 14,5 de oxígeno, no es al parecer mas que este óxido y metal.

DEUTÓXIDO DE MANGANESO Ó SESQUIÓXIDO.

Preparacion. Calcinando hasta el rojo oscuro el protoazoato de manganeso puede obtenerse este óxido admitido por M. Arfwedson; tambien se forma dejando oxidar al aire el hidrato de protóxido, que se trasforma en hidrato de deutóxido de color pardo. Tiene un color negro y abandona parte de su oxígeno al calor rojo. Su composicion indica al parecer que no es un óxido particular. Se compone de

Manganeso.	69,75	2 átomos.
	ó	
Oxígeno. . .	30,25	3 átomos.
	100,00	

Su fórmula = $Mn^2 O^3$.

Digitized by Google

Por consiguiente contiene la mitad mas oxígeno que el protóxido, lo que ha hecho que se le dé el nombre de sesquióxido.

PERÓXIDO DE MANGANESO Ó BIÓXIDO.

Estado natural. Este óxido existe en tanta abundancia en la naturaleza que casi nunca se le prepara; pues generalmente solo se le purifica de las materias extrañas con que se halla mezclado. En su estado natural este óxido se halla algunas veces cristalizado en agujas brillantes ó negruzcas; otras veces se halla en pedazos de diferentes grosores, de color pardo ó negro. Calentado al rojo cereza pierde parte de su oxígeno y se trasforma en un polvo pardusco ó rojo castaño, al que se habia mirado como un óxido particular, pero que es una combinacion en proporciones definidas de peróxido no descompuesto y de protóxido de manganeso. Uno de los medios para obtener en los laboratorios gran cantidad de gas oxígeno se funda en esta descomposicion parcial del peróxido por el calor.

Composicion. Segun MM. Berzélius y Arfwedson este peróxido está formado de

Manganeso.	63,36	1 átomo.
	ó	
Oxigeno. . .	36,64	2 átomos.
	100,00	

Su fórmula = $Mn\ O^2$.

La cantidad de oxígeno contenido en este óxido es

Digitized by Google

exactamente doble de la que contiene el protóxido; lo que podria hacer creer que el deutóxido es una combinacion de los dos óxidos.

Usos. El peróxido de manganeso es el único de los óxidos de este metal que tiene uso: sirve principalmente para preparar el cloro, los hipocloritos alcalinos y las sales de manganeso. Este óxido no solo se halla en muchas provincias de Francia, sino tambien en Inglaterra, en Bohemia y Sajonia. El que suministran estos últimos paises es mas puro y preferido. Los minerales de manganeso de Francia contienen carbonato de cal, barita, sílice y quizá menos peróxido. La cantidad de este último óxido es la que establece el valor comercial de estos minerales. Sólo se la puede establecer por medio de la análisis, ya calentando una parte del óxido y recogiendo el oxígeno desprendido, ya disolviéndole en el ácido clorhídrico y midiendo el volúmen del cloro que se desprende. Así 3,980 gramas de peróxido de manganeso puro producen un litro de cloro gaseoso á la temperatura de 0°, y bajo la presion de $0,^{m} = 76$; tomando el mismo peso del óxido que se debe examinar, disolviéndole en el ácido clorhídrico puro y haciendo pasar el cloro al través de una leche de cal para absorberle, será muy fácil evaluar por medio del clorómetro (*véase* el ensayo del hipoclorito de cal) la proporcion del cloro que se ha desprendido, y por consiguiente la cantidad real de peróxido contenido en el óxido de manganeso que se ha examinado.

El valor de un óxido de manganeso no depende solo de la cantidad de cloro que puede dar, pues depende tambien del ácido clorhídrico que es necesario emplear para producirle, porque los óxidos naturales contienen, como ya lo hemos dicho, carbonato de cal, de barita y peróxido de hierro, que saturan inútilmente una porcion de ácido clorhídrico; pero el poco coste de este ácido dispensa hacer ensayos para determinarla.

El peróxido de manganeso natural considerado en

Digitized by Google

otro tiempo como un mineral de hierro, fué distinguido sobre todo por los trabajos de Schéele en 1771, que anunció que era un óxido particular. Gahn obtuvo despues el metal que contenia y le aisló perfectamente.

El uso que se hacia de este mineral en las fábricas de vidrio para blanquear el vidrio fundido, echando dentro cortas cantidades, le hizo dar en otro tiempo el nombre de *jabon de las fábricas de vidrio.* Este óxido, que todavía se emplea con este objeto, obra quemando por medio de una parte de su oxígeno las materias carbonosas que pueden enturbiar la trasparencia del vidrio. Cuando es demasiado grande la cantidad de óxido que se ha echado, el vidrio toma un color violado. Basta una centésima parte de este óxido para dar al vidrio fundido un color violado muy hermoso y oscuro; por lo cual se emplea en el arte de dar color al cristal ó para fabricar esmaltes.

ACIDO MANGANÉSICO.

Se forma este ácido cuando se calcina al contacto del aire el peróxido de manganeso y la potasa. Schéele, el cual observó por primera vez esta reaccion sin conocer la naturaleza de los productos, designó á este compuesto con el nombre de *camaleon mineral.* Se le dió este nombre por la propiedad que posee de tomar espontáneamente al aire, cuando se halla disuelto en agua, las variedades de color que caracterizan el animal designado por los naturalistas con este nombre. Estas variaciones de color resultan instantáneamente de la accion de los ácidos y de los álcalis, de modo que puede hacerse pasar á este compuesto de un color á otro y hacerle adquirir alguno de los que tuvo segun las proporciones empleadas.

Preparacion. Se le obtiene fácilmente calcinando

Digitized by Google

en un crisol de plata una mezcla de dos partes de potasa y una de peróxido de manganeso reducidos á polvo fino. Luego que el crisol ha estado calentado hasta el rojo oscuro y ha conservado este calor durante cerca de un cuarto de hora, se le aparta del fuego y se echa la materia en una cápsula de plata.

Este compuesto, que tiene un color verde tan oscuro que parece negro, se disuelve en el agua dándole un hermoso color verde. Exponiendo al aire esta disolucion, se enturbia poco á poco, deja precipitar copos pardo-castaños, toma un color violado, se vuelve despues roja y pierde el color enteramente. Se obtienen inmediatamente estos cambios de color vertiendo poco á poco en la disolucion ácidos debilitados saturados de oxígeno, porque los que pueden absorberle la descomponen inmediatamente. Cuando el licor se ha enrojecido por los ácidos, se le vuelve verde echando cierta cantidad de potasa cáustica.

Por espacio de mucho tiempo se ha ignorado en qué estado se hallaban unidos estos cuerpos en este compuesto singular; pero MM. Chevreul y Edwards (*Anales de Física y Química*, t. VIII, p. 337) han probado por experimentos directos que cuando se forma camaleon mineral se absorbia el oxígeno del aire, que esta cantidad de oxigeno absorbido era mayor que la necesaria para convertir la potasa en peróxido, y finalmente que el peróxido de manganeso era el que se le apropiaba y se convertia en un ácido particular, al que se le designaba con el nombre de *ácido manganésico*. Por consiguiente, este compuesto es una verdadera sal formada de ácido manganésico y de potasa (manganesiato de potasa).

Así, pues, es fácil explicar los cambios de color que presentan el manganesiato verde disuelto, ya que resulten del aire que obra poco á poco por el ácido carbónico que contiene, ó ya provengan de la accion directa de los ácidos. Estos últimos apoderándose de la base, dejan libre el ácido manganésico que se descompone inmediatamente; una parte de este ácí-

Digitized by Google

do abandona el oxígeno á la otra para trasformarla en ácido manganésico que es rojo.

Las materias orgánicas descomponen pronto el manganesiato de potasa, le quitan parte del oxígeno y precipitan peróxido de manganeso. Por esta propiedad se ha aconsejado el uso del manganesiato de potasa para marcar la ropa. Cuando se han trazado caracteres ó cifras sobre una tela con una disolucion concentrada de esta sal, se vuelven al instante pardos; al cabo de algun tiempo se nota que una porcion de peróxido de manganeso se halla íntimamente combinado con el tejido, y no se la puede quitar ni por las disoluciones alcalinas calientes ni por los ácidos debilitados, excepto por el ácido sulfuroso, que las borra descomponiendo instantáneamente el peróxido de manganeso, al cual disuelve despues. Sin embargo de esto se puede sacar partido de este modo de marcar la ropa blanca.

Los protóxidos de sodio, de bario, de estroncio, &c., calcinados con el peróxido de manganeso, dan tambien un producto análogo.

Parece que no ha podido aislarse el ácido manganésico de la potasa y de las bases con las cuales se halla combinado, porque se descompone inmediatamente en protóxido y en ácido permanganésico que es mas estable.

Segun M. Mitscherlich, que ha estudiado de nuevo este compuesto notable, los colores verdes y rojos del camaleon mineral provienen de dos ácidos distintos, que tienen diferentes proporciones de oxígeno. Al primero, que es verde, no se le ha podido aislar de las bases con las cuales se halla unido en el camaleon; el segundo, que tiene un hermoso color rojo, se forma cuando se quiere separar el ácido manganésico de una base. Entonces se obtiene una sal soluble con base de protóxido y ácido permanganésico, que queda disuelto en el agua y le da un color de púrpura muy subido.

Composicion. Segun los experimentos de MM Che-

Digitized by Google

villot, Edwards y finalmente de los de Mitscherlich, el ácido manganésico está formado de

Manganeso.	54,26	1 átomo.
	ó	
Oxígeno. . .	45,74	3 átomos.
	100,00	

Su fórmula = $Mn\,O^3$ ó $Mn\,O^2 + O$, que representan 1 átomo de peróxido de manganeso combinado con 1 átomo de oxígeno.

Se obtiene el ácido permanganésico vertiendo ácido sulfúrico concentrado sobre camaleon rojo cristalizado (permanganesiato de potasa); calentándole, desprende vapores de color de violeta que se convierten en un líquido de color rojo púrpura muy subido. Es muy soluble en el agua, su disolucion acuosa se descompone con lentitud á la temperatura ordinaria, pero á + 40° pierde oxígeno y se trasforma en hidrato de peróxido; se compone, segun M. Mitscherlich, de

Manganeso.	50,84	2 átomos.
	ó	
Oxígeno. . .	49,16	7 átomos.
	100,00	

Su fórmula = $Mn^2\,O^7$.

El primero de estos ácidos es isomorfo con el ácido sulfúrico, y el segundo con el ácido perclórico.

Se ha sacado un partido ventajoso de la conversion de peróxido de manganeso en ácido manganésico, calcinándole con la potasa al contacto del aire, para reconocer la presencia de este óxido aun cuando se halle en corta cantidad. Calentando sobre una lámina de

Digitized by Google

platina la sustancia que se quiere ensayar con un poco de hidrato de potasa, se forma manganesiato de potasa de color verde. Disolviendo en agua este producto se conduce como hemos dicho mas arriba.

COMPUESTOS DE MANGANESO Y CLORO.

(*Cloruros de manganeso.*)

El manganeso solo puede combinarse con el cloro en dos proporciones, y formar un cloruro que corresponde al protóxido, y un percloruro correspondiente al ácido manganésico.

Preparacion. El protocloruro se obtiene directamente calentando manganeso en polvo en gas cloro; se verifica la combinacion con desprendimiento de luz, y se obtiene una materia blanca, de color de rosa, que es el protocloruro. Resulta tambien esta combinacion haciendo obrar el ácido clorhídrico sobre el peróxido de manganeso. Este último se descompone enteramente por los elementos del ácido clorhídrico; y como todo el cloro que de aquí proviene no puede quedar unido con el manganeso, se desprende una porcion en estado de gas, sobre todo por medio del calor. Evaporando hasta sequedad y calcinando al abrigo del aire el residuo blanco que de aquí resulta, se obtiene el protocloruro sólido.

Propiedades. Este compuesto es blanco y ligeramente sonrosado, y tiene un sabor estíptico; es delicuescente y por consiguiente muy soluble en el agua. Expuesto al calor rojo, en vasijas cerradas, se funde sin sufrir ninguna alteracion; pero mantenido en fusion al contacto del aire, se descompone poco á poco por el vapor del agua en óxido de manganeso y en ácido clorhídrico.

La disolucion de este protocloruro no tiene color; se descompone por la potasa, la sosa y el amoniaco, que producen un precipitado blanco de protóxido de manganeso hidratado; este precipitado se pone pron-

Digitized by Google

to pardo al aire ó por el contacto de la disolucion de cloro.

Composicion. Se compone de

Manganeso.	44,56	1 átomo.
		ó
Cloro.	55,44	2 átomos.
	100,00	

Su fórmula = $Mn\ Ch^2$.

En otro tiempo se conocia á este protocloruro con el nombre de *protomuriato de manganeso*, y algunos químicos le miran aun como un protoclorhidrato de manganeso.

Percloruro de manganeso. Hasta ahora no se ha podido reconocer otros cloruros que los que corresponden á los otros dos óxidos de manganeso; porque siempre que se ha tratado el deutóxido y el peróxido de manganeso por el ácido clorhídrico, se obtiene protocloruro y gran desprendimiento de cloro. M. Dumas ha observado últimamente que se forma un cloruro de manganeso que por sus proporciones corresponde al ácido manganésico; le ha obtenido tratando en una retorta de vidrio una mezcla de cloruro de sodio, de manganesiato de potasa y de ácido sulfúrico, y condensando los vapores violados que se forman en un recipiente rodeado de hielo. Son evidentes las reacciones que suceden en esta operacion: los ácidos clorhídrico y manganésico, desprendidos, reaccionan uno sobre otro para formar agua que queda unida al exceso de ácido sulfúrico, y un percloruro de manganeso que se volatiliza. Este percloruro es líquido y de color verde oliva; desprende al evaporarse vapores violáceos, y se trasforma por la accion del agua en ácido clorhídrico y en ácido manganésico.

Digitized by Google

Composicion. Segun la teoría debe estar compuesto de

Manganeso. . .	69,85	1 átomo.
	ó	
Cloro.	30,15	6 átomos.
	100,00	

Su fórmula = M Ch^6.

COMPUESTOS DE MANGANESO É IODO.

(*Iodurós de manganeso.*)

Segun los experimentos que hemos hecho en 1830, hemos reconocido que el iodo formaba con el manganeso dos compuestos que corresponden al protóxido y al peróxido de este metal.

Preparacion. Se obtiene el protoioduro de manganeso haciendo obrar ácido iodhídrico sobre protocarbonato de manganeso: es sólido, blanco, delicuescente, soluble en el agua é indescomponible por el fuego al abrigo del aire.

Composicion. Está compuesto de

Iodo.	81,20	2 átomos.
	ó	
Manganeso. .	18,80	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = Mn I^2.

Perioduro. Se forma el perioduro tratando en frio el peróxido en polvo por el ácido iodhídrico. Es ama-

Digitized by Google

rillo rojizo, se descompone por el calor en protoioduro fijo y en iodo que se volatiliza.

Composicion. Se compone de

Iodo.	89,52	4 átomos.
	ó	
Manganeso.	10,48	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = Mn I⁴.

El bromo, que tiene tanta analogía con el cloro, produciria sin duda con este metal combinaciones semejantes á los cloruros é ioduros.

COMPUESTO DE MANGANESO Y AZUFRE.

(*Sulfuro de manganeso.*)

Preparacion. Se prepara fácilmente este sulfuro calentando en una retorta de vidrio enlodada, ó en un crisol cerrado, una mezcla de dos partes de peróxido de manganeso y una parte de flores de azufre, íntimamente mezcladas. Por la accion del calor el azufre descompone el peróxido de manganeso, se forma gas ácido sulfuroso y sulfuro de manganeso. El exceso del azufre empleado se reduce á vapores.

Propiedades. El sulfuro de manganeso tiene un color gris oscuro; no tiene olor, es insípido é insoluble en el agua. Expuesto á una temperatura elevada puede fundirse en una masa negruzca quebradiza. Tratado por el ácido sulfúrico ó el clorhídrico dilatado en agua, se descompone dando una gran cantidad de gas sulfhídrico. Calcinado al contacto del aire, se

Digitized by Google

trasforma en ácido sulfuroso, en sulfato y en óxido de manganeso.

Composicion. Se compone de

Manganeso.	63,88	1 átomo.
	ó	
Azufre. . . .	36,12	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = MnS.

Cuando se precipita una sal de protóxido de manganeso disuelta en agua por una disolucion de protosulfuro de potasio, se forma un precipitado blanco que es un hidrato de protosulfuro de manganeso. Este hidrato, calentado al abrigo del aire, abandona su agua y se vuelve verde oscuro.

COMPUESTO DE MANGANESO Y FÓSFORO.

(*Fosfuro de manganeso.*)

Preparacion. Se consigue fácilmente combinar el fósforo con el manganeso fundiendo una mezcla de fosfato ácido de cal vitrificado, de óxido de manganeso y de carbon en polvo. Se concibe con facilidad que este fosfuro se debe formar por la descomposicion del óxido y de parte del ácido fosfórico por el carbon. Segun M. Berthier se le obtiene mucho mejor fundiendo fosfato de hierro en un crisol brascado.

Propiedades. Este fosfuro es blanco, brillante, muy quebradizo, de contextura granosa y cristalina. No tiene accion sobre el aire á la temperatura ordinaria, pero se convierte en fosfato de protóxido de manganeso por medio del calor absorbiendo el oxígeno del aire. No se ha determinado su composicion.

Digitized by Google

CAPITULO XV.

HIERRO.

SU ESTADO NATURAL, SU EXTRACCION, SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO, EL CARBONO, EL CLORO, EL IODO, EL AZUFRE, EL SELENIO, EL FÓSFORO, SU ALEACION CON EL ESTAÑO.

Se ha conocido al hierro despues de ciertos metales usuales mas fáciles de extraer de sus minerales. Así en los pueblos civilizados del Oriente es en donde se hallan las primeras nociones exactas sobre el laboreo de los minerales de hierro, que solo se los podia reducir á un calor muy elevado. Así se trasmitieron y perfeccionaron estas nociones á medida que los pueblos se civilizaron y adquirieron mas desarrollo sus medios industriales. Fundándose en esta verdad ha dicho un autor célebre que podia apreciarse el grado de civilizacion de un pueblo por los progresos que habia hecho en el modo de trabajar el hierro (Berzélius, *tratado del hierro y de sus propiedades*, 1826).

Estado natural. Este metal, muy abundante en la naturaleza, se halla en muchos estados: en estado nativo, en el de óxido, en el de sulfuro y en el estado de sales.

En el primer estado, es raro y goza de toda su maleabilidad. Existe en muchos puntos del globo, en el Perú, en España, en el Brasil, en Siberia, en Bohemia y en Africa. Se presenta en masas aisladas mas ó menos considerables, las que contienen siempre algunos centésimos de niquel, y algunas veces vestigios

Digitized by Google

de azufre y de cromo. El que se halla en Olumpa (Brasil) contiene un poco de carbono y se aproxima por su contextura y su grano á algunas especies de acero. Estos diferentes hierros nativos son ductiles, y para usarlos solo se necesita forjarlos. Se ha creido en la actualidad que estas masas metálicas, de un peso mas ó menos considerable, caian de la atmósfera; y esta opinion está fundada en la certidumbre que se ha adquirido diferentes veces de que, desde 1785 hasta nuestros dias, han caido en diferentes puntos de la superficie de la tierra, piedras que contenian algunos de los elementos que se han encontrado en los hierros nativos. Pero cualquiera que sea el orígen de estas piedras, que se las designa con el nombre de *piedras caidas del cielo*, *piedras meteóricas*, *aerólitas*, es aun desconocido. Algunos naturalistas han admitido que eran lanzadas por los volcanes lunares, ó que provenian de los restos de planetas rotos por su choque recíproco, los que se habian sometido á la esfera de atraccion de la tierra. Lo que hay de cierto es que estas piedras, por el hierro, el níquel y el plomo que entran en su composicion, tienen al parecer el mismo orígen que los hierros nativos.

Oxidos de hierro naturales. El hierro en estado de óxido es tan comun que se le halla en casi todos los paises; unas veces se le halla puro y cristalizado de diversos modos, y otras veces unido á otros óxidos, tales como la alúmina, la cal y el ácido silícico. Comunmente se extrae este metal de estos diferentes minerales.

Tratamiento de los óxidos de hierro. Antes de tratar directamente estos minerales por el carbon, á una temperatura elevada, se los somete á diversas operaciones mecánicas preliminares, cuyo objeto es desembarazarlos de las tierras arcillosas y calcáreas que los cubren, ó dividirlos y separarlos por medio de la calcinacion al aire de las partículas de azufre y arsénico que pueden contener.

Lavadura. Se practica la primera operacion con

Digitized by Google

los minerales térreos machacándolos y lavándolos en una corriente de agua; la segunda se ejecuta principalmente con los minerales en rocas, y se ejecuta colocando el mineral quebrantado con leña ó carbon de tierra en hornos particulares.

Ejecutada la operacion precedente, se procede á reducir el mineral poniéndole en contacto con el carbon á una temperatura muy elevada en hornos particulares, designados en razon de sus dimensiones con el nombre de *altos hornos*.

Tratamiento en el alto horno. Estos hornos, cuya altura media es de 8 á 10 metros, representan con muy poca diferencia dos conos truncados y huecos aplicados por su base. La parte inferior de estos hornos presenta una cavidad particular designada con el nombre de *crisol*, que es el punto adonde se reunen los productos de la fusion; encima de éste existen tres aberturas: dos laterales, por donde entran los cañones de grandes fuelles ó de bombas que soplan, y están destinados á mantener una corriente continua de aire; y la tercera, situada en el borde del crisol, sirve para dejar salir la escoria que se ha formado. Primero se llena el horno de carbon de leña ó de coke, y cuando está muy elevada su temperatura, se echa por la parte superior alternativamente mineral y carbon, de modo que el horno esté siempre lleno, y además cierta cantidad de arcilla ó tierra calcárea para facilitar la fusion de las sustancias extrañas contenidas en el mineral.

Naturaleza de los fundentes añadidos. La naturaleza de este fundente varía segun la naturaleza del mineral; cuando es siliciosa ó aluminosa, se añade carbonato de cal, que en término del arte se llama *castina*, y cuando domina en el mineral la tierra calcárea, la tierra arcillosa conocida con el nombre de *erbua*.

En algunas fábricas, eligiendo convenientemente los diversos minerales, se libertan de añadir un fundente, pues resulta de la accion recíproca de las tier-

Digitized by Google

ras que contienen naturalmente los minerales mezclados.

El óxido de hierro se reduce al mismo tiempo que cierta cantidad de sílice por el carbono y el gas óxido de carbono que se forma en el horno, mientras que otra parte de la sílice se une con la alúmina y la cal y forma con ellas un vidrio con mas ó menos color, conocido con el nombre de *escoria*. A medida que el hierro se reduce á estado metálico, se combina con cierta cantidad de carbono, se funde convirtiéndose en hierro colado ó fundicion, que va á parar al crisol juntamente con la escoria. La diferente densidad de estas dos sustancias hace que se separen fácilmente, y cuando el crisol se ha llenado de fundicion, la escoria que la cubre continuamente y la preserva de la accion del aire, sale por la abertura practicada en el borde del crisol.

Producto de la fusion. Despues de esta época, se destapa con una barra de hierro un agujero hecho en el fondo del crisol, el cual se mantiene tapado con arcilla, é inmediatamente fluye la fundicion en olas de fuego que van á parar á unos surcos hechos en la tierra y cubiertos de arena. Al enfriarse en estos surcos, se amolda y adquiere la forma triangular que distingue la fundicion que ha fluido de este modo, y que se conoce en el comercio con el nombre de *goa*.

Fundicion. La fundicion, obtenida así, tiene diferente color; es gris ó blanca, segun la naturaleza del mineral y la temperatura producida en el alto horno. Además del carbono, contiene silicio que procede de la reduccion de cierta cantidad de sílice por medio del hierro y del carbono; ordinariamente se encuentran tambien cortas cantidades de fósforo, azufre y manganeso, que proceden de las combinaciones de estos cuerpos que existian en los minerales de hierro. Ciertas fundiciones blancas, obtenidas con minerales manganesíferos, contienen hasta 2 á 3 por 100 de manganeso. La presencia de este último metal es quizá la causa de su color blanco; porque, contra la

Digitized by Google

opinion de algunos autores, contienen casi tanto carbono como las fundiciones grises. Sin embargo, el estado en que se encuentra el carbono en las fundiciones influye en su color, como puede probarse enfriando pronto una fundicion gris fundida, la cual se vuelve entonces blanca, mas dura y menos atacable por los ácidos; pero vuelve á pasar á su primer estado fundiéndola de nuevo y enfriándola lentamente. En el primer caso, el carbono está unido á toda la masa de hierro, y en el segundo, solo una parte está combinado, y la otra se ha separado á consecuencia de una cristalizacion: mas no debe confundirse la fundicion gris blanqueada de este modo, con la que es blanca naturalmente; porque esta última queda constantemente blanca, cualquiera que sea el enfriamiento que experimente. Un gran número de ensayos analíticos hechos en fundiciones de diferente calidad, han dado á conocer cuáles eran los principios que acompañaban con mas frecuencia á las fundiciones grises ó blancas. Presentamos aquí una tabla de estas análisis, hechas bajo la direccion de MM. Gay-Lussac y Wilson en la casa de fundicion de Charenton en los años de 1826 y 1827.

Digitized by Google

TABLA *de las análisis de fundiciones francesas y extranjeras.*

Nombres de las fundiciones y sus orígenes.	Carbono en 1,00000	Silicio en 1,00000	Fósforo en 1,00000	Manganeso en 1,00000	Hierro en 1,00000	OBSERVACIONES.
Fundicion gris del país de Gales.	0,02450	0,01620	0,00780	vestigios	095,150	Obtenida por el coke.
Fundicion gris id.	0,02550	0,01200	0,00440	vestigios	095,310	Obtenida por el coke.
Fundicion gris id.	0,01666	0,03000	0,00492	vestigios	094,842	Obtenida por el coke.
Fundicion gris del Franco Condado.	0,02800	0,01160	0,00351	vestigios	095,689	Obtenida por el coke.
Fundicion gris del Creuzot.	0,02021	0,03490	0,00604	vestigios	093,385	Obtenida por el coke.
Fundicion gris de Champagne.	0,002100	0,01060	0,00869	vestigios	095,971	Obtenida por la leña.
Fundicion gris del Berry.	0,02319	0,11920	0,00088	vestigios	095,573	Mezcla de carbon y de coke.
Fundicion gris del Nivernais.	0,02254	0,01030	0,01043	vestigios	095,672	Obtenida por el carbon de leña.
Fundicion blanca de Champagne.	0,02324	0,00840	0,00703	vestigios	096,133	Obtenida por la leña.
Fundicion blanca de Isere.	0,02636	0,00260	0,00280	0,02137	094,687	Obtenida por el carbon.
Fundicion blanca de Alemania (Siegen).	0,02690	0,00230	0,00162	0,02590	094,338	Obtenida por el carbon.
Fundicion blanca de Alemania (Coblentz).	0,02441	0,00230	0,00185	0,02490	094,654	Obtenida por el carbon.

Digitized by Google

El producto del tratamiento de los minerales de hierro en los altos hornos es constantemente la fundicion, es decir, un compuesto de hierro y carbono que contiene cantidades variables de silicio, de fósforo, de azufre y de manganeso, con el cual se obtiene el hierro, sometiéndole á una operacion secundária, que tiene el nombre de *afinacion de la fundicion.*

El objeto de esta operacion es quemar la mayor parte de las sustancias extrañas exponiendo la fundicion fundida á una corriente de aire.

Afinacion de la fundicion. En otro tiempo se ejecutaba esta operacion colocando la fundicion en una cavidad hecha de fábrica de ladrillo y cubierta de carbon de leña pulverizado y bien batido. Cuando la fundicion se hallaba fundida, se dirigia aire al través de la masa de carbon que la cubria, y agitándola se favorecia la renovacion de las superficies. A beneficio de esta manipulacion se quemaba la mayor parte del carbon y se reducia al estado de gas; al paso que el silicio, el fósforo y una porcion de hierro, oxigenándose, se combinaban para formar escoria que se separaba con una barra de hierro. A medida que se verificaba esta afinacion, la masa se volvia pastosa y grumosa; se formaban bolas ó especies de barras que se sometian en seguida sobre un yunque á la accion de fuertes martillos; de este modo se aproximaban las moléculas y se expelian las últimas porciones de la escoria que contenian, y despues de haberlas calentado hasta el color rojo, se las forjaba en gruesas barras con un enorme martillo llamado *martinete.*

Tratamiento de la fundicion en los hornos de Puddler. En el dia se ha introducido en muchas fábricas francesas un método mas sencillo y económico, que primeramente se ha puesto en práctica en Inglaterra. Segun este método, se hace la afinacion con hulla y en unas especies de hornos de reverbero, llamados *hornos de Puddler.* Estos hornos presentan una bóveda rebajada, construida de ladrillo refractario, debajo de la cual se encuentra una cavidad cubierta de una

Digitized by Google

chapa de fundicion y de arena infundible. El hogar, colocado en uno de los extremos, está separado de la cavidad por una pequeña pared de ladrillos; en la extremidad opuesta se halla una larga chimenea piramidal, y determina una corriente de aire rápida que pueda aumentarse ó disminuirse por un registro de hierro, colocado en la parte superior y que se abre mas ó menos segun se quiere.

Cuando el horno se ha elevado hasta el rojo blanco, se introduce la fundicion en goa por medio de palas de hierro, y se cierra la abertura de comunicacion con una chapa de hierro colado que tenga un agujero. Luego que la fundicion empieza á fundirse, un obrero la menea y la agita continuamente con una barra de hierro; de resultas de esta agitacion y de la corriente de aire, el carbono se quema poco á poco y la materia aparece en ebullicion; se le añade de cuando en cuando un poco de agua ó de escoria que por el óxido de hierro que contiene favorece la combustion de las materias extrañas. Se forman poco á poco escorias que se extraen del horno, y que contienen sílice, óxido de hierro y ácido fosfórico; la fundicion se vuelve primero mas espesa, se pone grumosa y se reduce á una especie de polvo seco. Entonces es cuando el obrero divide esta masa en cuatro ó cinco bolas, que se cogen una despues de otra con las tenazas y se llevan á que sufran la accion del *martinete*, de modo que se forme una masa cuadrada, que se hace pasar al través de un laminador que la adelgaza y acaba de expeler las últimas porciones de escoria.

Las barras de hierro que se obtienen de este modo, tienen de dos á tres metros de largo por diez á doce centímetros de ancho y veinticinco milímetros de grueso. Se las corta en pedazos de á sesenta centímetros de largo y se las suelda á un calor rojo blanco de dos en dos en un hornillo particular, para hacerlas pasar de nuevo al través de las diferentes estrías de otro laminador. Preparadas de este modo las barras de hierro, se las coloca todavía calientes sobre un plano y se

Digitized by Google

enderezan con un mazo. En ciertos países el hierro se reduce al estado de barra por la accion del martillo.

En la operacion, que acabamos de describir, cien partes de fundicion ordinaria suministran término medio 88 á 90 de hierro en barras adelgazadas. De donde se ve que se pierde mas hierro que la suma de las materias extrañas que contiene la fundicion. Una parte de la pérdida proviene de la oxidacion de cierta cantidad de hierro durante el trabajo, que dura hora y media poco mas ó menos para afinar ciento ochenta kilógramas de fundicion.

Hace muchos años que se ha empleado con las mayores ventajas en algunas fábricas de Francia y de Wurtemberg el calor de los gases combustibles que se pierden por la chimenea de los altos hornos. Por una disposicion particular se ha hallado el medio de elevar la temperatura de estos gases al mayor grado que pueda necesitarse en la afinacion de la fundicion. El hierro que se obtiene por este nuevo procedimiento es de excelentes cualidades, privado de pajillas y de grietas, y se obtiene en un tiempo mas corto y con las tres cuartas partes de pérdida.

Solo puede conocerse bien los cambios que sobrevienen á la fundicion en los hornos de Wilkinson y durante la afinacion, analizando pedazos de la fundicion á diferentes grados de afinacion. Esto es lo que se ha ejecutado en la casa de fundicion de Charenton en 1826 á presencia de MM. Gay-Lussac y Wilson. Exponemos á continuacion una tabla del resultado de los cambios que ha experimentado una fundicion francesa en el horno de *puddler*, con las análisis correspondientes á las diferentes épocas de la operacion.

Digitized by Google

TABLA *que presenta los productos de la afinacion de la fundicion de Creuzot en los hornos de* Puddler, *á diferentes épocas de la operacion.*

Epocas de los ensayos en el horno de Puddler.	Carbono en 1,00000	Silicio en 1,00000	Fósforo en 1,00000
Primer ensayo á las 12 h. y 26′, la fundicion se hallaba en fusion perfecta.	0,00809	0,00380	0,00710
Segundo ensayo á las 12 h. y 32′, principio de la conversion en hierro.	0,00425	0,00320	0,00558
Tercer ensayo á las 12 h. y 40′, cuando la materia está seca y pulverulenta.	0,00252	0,00240	0,00388
Cuarto ensayo á las 12 h. y 55′, época de la formacion de las bolas.	0,00195	0,00280	0,00376
Quinto ensayo á una hora y 0′, despues de haber sufrido las bolas la accion del martinete.	0,00208	0,00060	0,00350
Sexto ensayo á la hor. y 5′, despues de la laminacion.	0,00159	0,00040	0,00360

OBSERVACIONES.

Principio de la operacion á las 11 y 45′. Fin de la operacion á la 1 y 20′.

Carbono contenido en la goa 0,01866; silicio contenido en la goa 0,0148.

Peso de la goa tratada en el horno de *Puddler* 180 kilógramas.

Peso del hierro laminado una sola vez 162 kilógramas.

Digitized by Google

Propiedades. El hierro purificado por uno de los procedimientos usados en las artes, se presenta siempre en forma de barra. Es dulce, dúctil y maleable, sobre todo al calor. Es mas tenaz que todos los demás metales; su contextura varía segun su pureza; algunas veces es fibrosa ó de granos gruesos; su color es gris azulado; su densidad varía, siendo de 7,788 cuando se le ha martillado, y solo de 7,588 cuando se le ha laminado en caliente.

Fusibilidad. Este metal exige para fundirse una temperatura de 130° del pirómetro de Wedgwood; así que no puede liquidarse sino en una buena forja, y por esta razon no se le puede dar las formas que se quiere, sino forjándole en rojo ó martillándole. Goza igualmente de una propiedad preciosa, cual es la de poderse soldar consigo mismo cuando se le ha calentado hasta el blanco y se le somete á la accion del martillo. Para hacer mas fácil esta operacion los herreros espolvorean por lo general con arena fina las piezas de hierro, calentadas hasta el rojo, que quieren soldar. Esta arena se combina con el óxido de hierro, que se encuentra en la superficie de este metal y forma un vidrio con él, al que expele la percusion de los martillos, poniendo en contacto las superficies metálicas que se unen íntimamente.

Accion magnética. El iman ejerce una accion atractiva muy poderosa sobre el hierro; este metal es tambien susceptible de magnetizarse en muchas circunstancias. Esta propiedad, que poseen tambien el niquel y el cobalto, reside en menor grado en algunos de sus compuestos, y permite muchas veces demostrar su presencia en un gran número de casos, en que su combinacion química con otros cuerpos no le ha hecho perder enteramente esta accion magnética.

Calidades de los hierros del comercio. Las calidades de este metal, que se emplea para las necesidades de las artes, varían tanto como las de las fundiciones de que se ha extraido, y dependen principalmente de la naturaleza del mineral que le ha producido. Así es

Digitized by Google

que se presentan hierros quebradizos al calor y al frio, y estas propiedades dependen de una corta cantidad de fósforo ó de arsénico.

Los hierros del comercio presentan tantas diferencias en su composicion como las fundiciones. En general, los que se tienen por dulces y muy maleables, son mas puros que los otros que contienen todavía pequeñas cantidades de fósforo y silicio. Presentamos aquí una tabla de las análisis comparativas de diversos pedazos de hierro. Por este resúmen se ve que el hierro del comercio jamás queda despojado del carbono, cuya cantidad se eleva de medio milésimo á dos milésimos y medio del peso de este metal.

Digitized by Google

Tabla *que representa la análisis de diversos pedazos de hierro del comercio.*

Nombres de los hierros y sus orígenes.	Carbono en 1,00000	Silicio en 1,00000	Fósforo en 1,00000	Manganeso en 1,00000
Hier. de Suecia, primera calidad.	0,00293	vestigios	0,00077	vestigios
Hier. de Suecia, primera calidad.	0,00240	0,00025	vestigios	vestigios
Hier. de Creuzot.	0,00159	vestigios	0,00412	vestigios
Hierro de Champagne.	0,00193	0,00015	0,00210	vestigios
Hier. obtenido en la antigua ferrería de París.	0,00245	0,00020	0,00160	vestigios
Hierro de Berri.	0,00162	vestigios	0,00177	vestigios
Hier. quebradizo de Moselle.	0,00144	0,00070	0,00510	vestigios

Los resultados referidos en esta tabla, debidos á

Digitized by Google

las investigaciones de MM. Gay-Lussac y Wilson, demuestran que los hierros, aun los mas puros, contienen siempre una corta cantidad de carbono que no puede destruir la afinacion y que acaso influye en las propiedades físicas de este metal, porque el hierro que se obtiene por la reduccion del óxido por el hidrógeno puro, y que por consiguiente no tiene carbono, no puede soldarse ni forjarse como lo hemos comprobado.

Accion del oxígeno y del aire. El hierro á la temperatura ordinaria no tiene accion sobre el aire ni sobre el gas oxígeno secos; pero si están húmedos, se oxida poco á poco y no tarda en cubrirse de una capa de polvo de color amarillo de ocre, conocida con el nombre de *orin*, que es un hidrato de peróxido de hierro. Esta alteracion del hierro al aire húmedo proviene á la vez de la combinacion con el oxígeno del aire y el del agua que se descompone. Hasta cierto punto se puede libertar al hierro de la accion de estos cuerpos frotándole con un pedazo de lana impregnado en aceite de linaza ó de cañamones, ó cubriéndole con un barniz. M. Payen ha reconocido igualmente que el agua cargada de una corta cantidad de potasa $\left(\frac{1}{200}\right)$ impedia la oxidacion del hierro sumergido en ella. Este hecho podria hallar aplicaciones.

Accion del oxígeno en caliente. Este metal, á una temperatura inmediata al rojo cereza, obra con rapidez sobre el aire y en especial sobre el oxígeno puro: absorbe rápidamente este gas y se quema desprendiendo luz, y convirtiéndose en óxido de hierro. Diariamente somos testigos de esta combustion de hierro en los talleres; poniendo en contacto con el aire una barra de hierro calentada hasta el blanco, y martillándola sobre el yunque, por todas partes saltan chispas de hierro brillantes.

En los laboratorios se ejecuta de un modo mas

Digitized by Google

curioso esta combustion sumergiendo en gas oxígeno un alambre de hierro muy fino retorcido en espiral, y poniendo en su extremidad un pedacito de yesca encendida. Apenas la extremidad del alambre se ha puesto roja, se inflama y continúa ardiendo con desprendimiento de chispas tan vivas que deslumbran la vista.

Accion del agua. El agua pura, privada de aire, no tiene accion sobre el hierro bien limpio; pero si contiene aire en disolucion, este metal se oxida poco á poco á expensas del oxígeno del aire y del agua, y se forma un óxido de color pardo rojo, que conserva su color si está aislado del hierro, y se vuelve pardo verdoso si queda adherido á la superficie de este metal. En este último caso se favorece la descomposicion del agua por el contacto del hierro y del óxido formado. Entonces debe considerarse estos dos cuerpos heterogéneos como un elemento galvánico que determina la separacion de los principios del agua, de modo que el oxígeno se dirige sobre el hierro, y el hidrógeno se desprende. M. Guibourt (*Anales de Química*, tomo XI, p. 40), que ha examinado esta accion del hierro puro sobre el agua, cree que el hidrógeno que se desprende durante esta oxidacion, reduce á un grado inferior el óxido rojo formado por la accion del aire; pero tenemos algunas razones para creer que el peróxido de hierro que se ha formado primeramente, pasa á un grado menor de oxidacion, ya por el contacto del hierro mismo, ya por el protóxido, que debe formarse en esta reaccion del agua sobre este metal.

Accion del agua á un calor rojo. El hierro á una temperatura roja descompone rápidamente el agua, apoderándose del oxígeno y dejando en libertad al hidrógeno; resulta de aquí un óxido de hierro negro, azulado y magnético. A la misma temperatura, como lo ha notado M. Gay-Lussac, el óxido que se ha formado por la descomposicion del agua se reduce por una corriente de gas hidrógeno. Solo puede explicarse esta diferencia en el modo de obrar por el predominio

Digitized by Google

del vapor de agua ó del hidrógeno en uno y otro caso. Se oxida cuando la cantidad de vapor excede al hidrógeno, pero sucede lo contrario cuando este último supera al primero.

COMPUESTOS DEL HIERRO CON EL OXÍGENO.

El hierro se une en tres proporciones con el oxígeno y forma dos óxidos distintos y un óxido intermedio. Se ha considerado á este último como un óxido particular, y se le ha conocido con el nombre de *deutóxido de hierro*; pero al parecer es mas bien una combinacion definida de protóxido y peróxido.

Preparacion. El protóxido de hierro solo se encuentra en la naturaleza unido al ácido carbónico; no se le puede obtener aislado, porque se oxida con la mayor facilidad cuando está al aire, pasa al estado de óxido intermedio y en seguida se convierte en peróxido. Se forma siempre que se disuelve hierro metálico en el ácido sulfúrico debilitado; de aquí resulta un protosulfato de hierro soluble de donde se precipita fácilmente protóxido, añadiendo una disolucion de potasa cáustica. Este protóxido, así aislado, se precipita en copos blancos, que pronto se vuelven verdosos y despues amarillos con el contacto del aire; así solo se los puede conservar debajo del agua no aireada, en un frasco tapado. Se ignora cuál es su color cuando está seco; porque tal como se obtiene se halla en estado de hidrato.

Composicion. Puede deducirse fácilmente la composicion de este protóxido del volúmen de hidrógeno desprendido disolviendo un peso determinado de hierro puro en el ácido sulfúrico debilitado; el oxígeno correspondiente al hidrógeno se ha dirigido al metal para convertirle en protóxido.

Segun las análisis de MM. Gay-Lussac y Ber-

Digitized by Google

zélius, el protóxido de hierro está compuesto de

Hierro. . .	77,23	1 átomo.
	ó	
Oxígeno. . .	22,73	1 átomo.
	99,96	

Su fórmula = FeO.

OXIDO INTERMEDIO Ó DEUTÓXIDO DE HIERRO.

Estado natural. Este óxido existe en mucha abundancia en la naturaleza, y se presenta bajo la forma de cristales voluminosos; se encuentra en Suecia, en Alemania, en Italia, en Córcega &c. El mineral de iman no es otra cosa que una variedad de este óxido, que ha adquirido la virtud magnética en el interior del globo.

Preparacion. Se le forma descomponiendo el agua por el hierro á una temperatura roja. Cien partes de este metal dan ciento treinta y ocho de este óxido.

Propiedades. Así obtenido el deutóxido, es negro, quebradizo, fusible é indescomponible por el calor; es atraible por el iman, pero su accion es menos intensa que la del hierro puro.

Muchos químicos miran á este óxido como un compuesto de una proporcion de protóxido y otra de peróxido, y su opinion se apoya principalmente en que el oxígeno en este óxido no está en una razon simple con el oxígeno que contiene el protóxido.

Su fórmula sería = $FeO + Fe^2O^3$.

Las hojuelas que se forman en la superficie de los pedazos de hierro que se calientan al contacto del aire, presentan una mezcla de estos dos óxidos en tales proporciones que se han hallado seis átomos de protóxido por uno de peróxido $6FeO + Fe^2O^3$.

Una parte del hierro que se encuentra en el co-

Digitized by Google

mercio, se extrae del deutóxido de hierro natural: el óxido artificial solo se usa en medicina, y por su color negro se le conoce hace mucho tiempo con el nombre de *etíope marcial* (óxido negro de hierro).

Preparacion del etíope marcial. Este óxido se prepara en las boticas, humedeciendo con agua limaduras de hierro bien limpias, y amontonándolas en el fondo de un barreño para que escurran el exceso de agua que contienen. Se abandona esta mezcla á sí misma, que no tarda en calentarse, y se la menea de cuando en cuando con una espátula de hierro, añadiendo tambien á veces un poco de agua para reemplazar la que se evapora conforme se va elevando la temperatura. Al cabo de cuatro ó cinco dias, se deslie la masa en ocho ó diez veces su volúmen de agua, y se separan las limaduras que no están oxidadas, las que pueden servir para otra nueva operacion. El óxido negro de hierro, que se halla suspendido en el agua de la locion, se precipita poco á poco, y se le puede recoger en un filtro. Despues de dejarle escurrir, se le seca comprimiéndole y se le coloca en la estufa.

Es evidente que cuando se forma este óxido, el hierro se oxida á expensas del aire y del agua, porque se desprende cierta cantidad de hidrógeno.

Procedimiento segundo. Se ha propuesto tambien preparar este óxido calcinando hasta el rojo en una retorta de gres una mezcla de tres partes de peróxido de hierro y una parte de limaduras muy finas; pero este procedimiento es menos seguro que el primero.

Procedimiento tercero. Segun una observacion reciente de M. Esther Noel, farmacéutico en Saint-Die (Vosgos), se obtiene fácilmente este deutóxido precipitando una disolucion de protosulfato de hierro por otra disolucion de carbonato de sosa, recogiendo el precipitado en un lienzo, lavándole y dejándole escurrir á la sombra por espacio de tres cuartos de hora; se coloca en seguida el precipitado que se ha sobreoxidado en parte al aire en una caldera de hierro

Digitized by Google

colado, y se le hace secar meneándole continuamente. El producto que se obtiene en menos de cinco á seis horas, es negro, como felposo, atraible por el iman y comparable al etiope preparado por el primer procedimiento.

PERÓXIDO DE HIERRO.

Se designa con el nombre de *tritóxido* á esta combinacion del hierro con el oxígeno, la mas oxigenada de las tres, admitiendo al óxido precedente como un deutóxido de hierro. Generalmente se le da el nombre de peróxido de hierro.

Circunstancias en que se forma. Este óxido se forma espontáneamente sobre el hierro por la accion del aire húmedo; pero entonces se encuentra en estado de hidrato y tiene un color amarillo de ocre. El orin no es otra cosa que este hidrato de peróxido de hierro, y la calcinacion de este metal al aire libre, le hace pasar tambien á este grado de oxidacion. Se forma exponiendo al aire el hierro calentado hasta el rojo; pero en este caso no es puro, sino que es una mezcla de peróxido y de deutóxido. Calentando despues las hojuelas hasta el rojo, se convierten en peróxido de hierro de color rojo pardo.

Preparacion. Tambien puede obtenerse el peróxido de hierro en los laboratorios disolviendo el hierro en ácido azóico concentrado, y descomponiendo el tritoazoato de hierro por el calor. Por este medio se puede valuar la cantidad de oxígeno que contiene disolviendo un peso conocido de hierro. En las artes se le prepara en grande para uso del comercio, calcinando hasta un color rojo en retortas de barro el protosulfato de hierro, y lavando el residuo para privarle de una porcion de sulfato no descompuesto. En esta calcinacion el protóxido se sobreoxida á expensas de una porcion de oxígeno del ácido sulfúrico que pasa al estado de ácido sulfuroso, mientras que la otra porcion de ácido sulfúrico se evapora ó se descompone en oxígeno y en ácido sulfuroso.

Digitized by Google

Propiedades. El peróxido de hierro es de color rojo mas ó menos subido; no tiene accion alguna sobre la aguja imantada. Expuesto á una temperatura elevada, abandona parte de su oxígeno y pasa al estado de óxido intermedio. No egerce ninguna accion sobre el aire ni en frio ni en caliente.

Composicion. Segun Berzélius, está compuesto de

Hierro. . . .	69,34	2 átomos.
	ó	
Oxígeno. . . .	30,66	3 átomos.
	100,00	

Su fórmula $= Fe^2O^3$.

Por consiguiente contiene vez y media tanto oxígeno como el protóxido.

Estado natural. Este óxido se encuentra en el seno de la tierra en masas considerables, ya en filones, ya en capas, y forma la variedad mas abundante de minerales de hierro; unas veces se presenta puro y otras cristalizado en prismas romboidales, como los minerales de hierro de la isla de Elba, y entonces le conocen los mineralogistas con el nombre de *hierro oligisto* á causa de su ligereza. Otras veces está en masas irregulares, de color amarillo mas ó menos oscuro, duro ó pulverulento. Entonces se encuentra en estado de hidrato y frecuentemente está mezclado con sílice, alúmina y carbonato de cal, y algunas veces, como en ciertos minerales de hierro limoso, se asocia al fosfato de hierro. La mayor parte de los minerales explotados de Francia se hallan en este estado.

Usos. Se emplea en las artes y en medicina el peróxido de hierro artificial; en el primer caso sirve como pintura, y para pulir los espejos y los metales. Se le conoce con el nombre de *colcotar* y con el de *rojo de Inglaterra.* En medicina se administra como astringente y tónico, y aun se le conoce en las boticas con

Digitized by Google

el nombre de *azafran de Marte astringente*, para distinguirle del hidrato de peróxido de hierro (orin), que ha recibido el nombre de *azafran de Marte aperitivo*. Los antiguos químicos han dado estas denominaciones en una época en que distinguian los metales conocidos por los nombres de los principales dioses de la fábula.

Hidrato de peróxido de hierro. Este hidrato se prepara precipitando una disolucion dilatada de persulfato de hierro por el amoniaco líquido en exceso, y lavando el depósito por decantacion un gran número de veces antes de recogerle en un paño en donde se le deja escurrir. Debe conservarse este precipitado en vasijas tapadas para evitar que se seque.

Propiedades. En este estado se presenta en un magma amarillo pardusco, insípido, insoluble en el agua; al aire pierde una parte de su agua, y se deseca sin absorber el ácido carbónico. Se emplea ventajosamente este hidrato como antídoto del ácido arsenioso.

COMPUESTOS DEL HIERRO CON EL CARBONO.

(*Carburos de hierro.*)

El hierro se combina en proporciones variables con el carbono, y suministra principalmente dos productos artificiales é importantes de que se hace uso: el uno es la *fundicion*, y el otro el *acero*.

Al parecer el carbono no es capaz de unirse en proporciones definidas con el hierro; á lo menos así parecen probarlo los experimentos hechos al efecto, porque este metal puede contener desde 0,0025 hasta 0,03 de su peso de carbono. Un experimento hecho en la casa de fundicion inglesa de Charenton, ha probado que un pedazo de acero, cuya composicion se habia determinado por medio de la análisis, expuesta por veinticuatro horas en un crisol lleno de negro de humo, á la mas alta temperatura que se

Digitized by Google

ha podido producir con el coke en una buena forja comun, contenia $\frac{297}{10000}$ de carbono. Si este experimento, que se ha hecho con cuidado, indica que esta proporcion es el maximum de carbono que puede combinarse con el hierro, sería preciso deducir de aquí que esta combinacion corresponde sensiblemente á un átomo de carbono y ocho de hierro.

Un compuesto binario, formado en esta relacion, se aleja demasiado de las proporciones en que generalmente pueden unirse los cuerpos para que se le considere como un carburo de hierro puro de proporciones definidas. Es mas verosímil suponer que es una combinacion de hierro y de un carburo de hierro, en que los elementos están unidos en otra relacion que la que puede deducirse de la análisis directa del compuesto precedente.

La facilidad con que el carburo se destruye por la accion de los ácidos aunque estén debilitados, impide sin duda aislarle del hierro, y determinar exactamente su composicion.

Reduciendo el óxido de hierro por el carbon á una alta temperatura, ó calentando este metal puro con este cuerpo combustible, se forma indudablemente un compuesto de este género; y las diferentes propiedades que nos ofrecen la fundicion y los diversos aceros, dependen de la presencia de la mayor ó menor cantidad de este carburo que contienen.

La fundicion, como ya hemos dicho, puede distinguirse en diferentes especies segun su color y demás cualidades tanto físicas como químicas (*véase* la tabla de las análisis de las fundiciones, página 403).

Variedades de fundicion. Comunmente se conocen en el comercio tres variedades:

1.º *Fundicion blanca.* La fundicion blanca, que es muy dura y quebradiza, resiste á la accion de la lima, y presenta una contextura laminosa muy marcada. La densidad de esta fundicion varía desde 7,574 hasta 7,624.

Digitized by Google

2.º *Fundicion gris.* Esta variedad es menos quebradiza y menos dura; su contextura es granosa; es bastante dulce para ser limada y trabajada en el torno.

3.º *Fundicion negra.* En fin, la fundicion negra, así llamada por su color oscuro, es la mas fusible de las tres, y está formada de granos gruesos, desiguales, negros y brillantes; sus limaduras manchan algo los dedos. La densidad de estas dos últimas variedades es de 6,988 á 7,101, es decir que es menor que la de las fundiciones blancas.

Principios constituyentes de las fundiciones. En la tabla que hemos expuesto mas arriba, se vé: 1.º que la cantidad de carbono contenido en las fundiciones blancas ó grises era poco mas ó menos la misma; se eleva, término medio, de 0,025 á 0,028 del peso de las fundiciones; 2.º que el silicio, que siempre forma parte de ellas, constituye de 0,015 á 0,020 de la masa en las fundiciones grises, al paso que solo entra de 0,023 á 0,026 en las fundiciones blancas; 3.º que el fósforo existe generalmente en menor cantidad en estas últimas que en las grises, y que además se diferencian en la cantidad de manganeso, que muchas veces es igual á la del carbono que contienen.

¿La diversa cantidad de estos principios es capaz por sí sola de explicar las diferencias que se notan en las fundiciones blancas y grises, tanto respecto á sus relaciones físicas como á las químicas? Así lo creemos; pero admitiremos tambien una opinion emitida por M. Karsten, que el estado en que se encuentra el carbono en las fundiciones debe influir en sus cualidades. Este químico opina que las fundiciones blancas, tan duras y tan poco atacables por los ácidos, contienen el carbono en estado diferente que aquel en que existe en las fundiciones grises. En efecto, las primeras dejan, despues de haberlas disuelto en los ácidos, un residuo pardo, de color de hollin, que se quema á un calor lento, como una sustancia pirofórica esparciendo un olor

Digitized by Google

bituminoso, al paso que las segundas suministran un residuo negro, brillante, menos combustible, y análogo por muchas de estas propiedades á la plombagina.

Segun estas observaciones deberia deducirse que el carbono queda unido á toda la masa en las fundiciones blancas, y que se separa una porcion de las fundiciones grises enfriándolas lentamente.

Lo que tiende á apoyar, segun nosotros, esta suposicion, es que las fundiciones grises se vuelven blancas, duras y muy quebradizas, cuando se las enfria de repente echándolas en agua; pero recobran sus propiedades primitivas fundiéndolas de nuevo y enfriándolas lentamente, lo que permite entonces la separacion de una parte de carbono. Si el primer caso nos presenta una analogía admisible, el segundo la destruye enteramente; porque las fundiciones blancas, naturales, vueltas á fundir y enfriar lentamente, conservan todas sus propiedades. En este caso no podemos menos de atribuir semejantes efectos á la menor cantidad de silicio que generalmente contienen, así como al manganeso, que por el contrario, se halla en cantidad bastante considerable.

La separacion espontánea de una parte del carbono en la fundicion gris fundida, y enfriada lentamente, se hace mas manifiesta cuando se examina á diferentes profundidades una masa algo considerable de fundicion colada. Resulta de un experimento hecho en la casa de fundicion de Charenton á presencia de M. Wilson y en su laboratorio, que un cilindro de laminador de 0,^{m}044 de diámetro, colado en un manguito de fundicion, ha ofrecido en diferentes puntos de su centro y de su superficie las cantidades siguientes de carbono por ciento. Una porcion de la masa, tomada en el centro, contenia 3,20 de carbono, á 0,^{m}045 de este punto 3,65, á 0,^{m}045 de la extremidad 2,80, y en fin, en la superficie exterior, 2,14. ¿No prueba al parecer este resultado que una parte del carbono ha abandonado las superficies que se han enfriado

las primeras para dirigirse á las partes centrales?

El enfriamiento mas ó menos rápido que experimentan los objetos fabricados con la fundicion amoldada es la principal causa de su dureza y aspereza; así que se hace que sean mas fáciles de trabajar calentándolos hasta el rojo, y dejándolos enfriar lentamente.

El bajo precio de la fundicion dulce y la facilidad con que se funde la hace propia para toda especie de usos, y constituye una materia muy buscada para preparar una infinidad de productos tanto para las artes como para la economía doméstica.

ACERO.

El acero es tambien un compuesto artificial de hierro y de carbono en proporciones diferentes de las de la fundicion. Se le obtiene directamente calentando el hierro dulce en contacto con el carbon.

En las artes se conocen tres especies de acero, segun el modo como se le ha preparado, y que se distinguen con los nombres de: 1.º *acero natural*; 2.º *acero de cementacion*; 3.º *acero fundido*.

Acero natural. El acero natural se obtiene poniendo la fundicion gris de buena calidad en hornos de reverbero y manteniéndola fundida por espacio de nueve ó diez horas, dirigiendo sobre su superficie cubierta de una capa de escoria una corriente de aire que queme poco á poco una parte del carbono. Cuando ha empezado á hacerse pastosa, se la extrae en porciones que se presentan al viento de una tobera y que en seguida se forjan con el martinete.

En esta operacion se oxida la mayor parte del silicio con una porcion de hierro para formar la escoria, y la porcion de carbono que no se ha quemado queda unida al hierro y le constituye en estado de acero.

Digitized by Google

Esta especie de acero es inferior á las otras dos por sus cualidades; es mas blando y mas fácil de forjar y soldar; contiene comunmente hierro mezclado que no está combinado con el carbono. Se le emplea para fabricar instrumentos de labranza y otros utensilios ordinarios.

Acero de cementacion. El acero de cementacion, llamado así por el modo de prepararle, se obtiene sumergiendo por capas en cajas de palastro ó en tierra cocida refractaria barras de hierro entre una capa de cemento compuesto de carbon vejetal en polvo, al cual se añade á veces hollin, ceniza de leña y sal marina.

Cuando están llenas las cajas de estas capas alternativas de cemento y de hierro en barras, se las vuelve á cubrir de arena para impedir el contacto del aire, y se colocan en un horno particular, en donde se las mantiene á una temperatura roja por espacio de cinco á seis dias. Se termina la operacion cuando se reconoce, por las barritas que sobresalen en uno de los extremos de la caja, que se ha hecho la combinacion hasta el centro. Al acero preparado de este modo, en razon de las abolladuras de que está llena su superficie, se conoce con el nombre de *acero abollonado*; se le expende en el comercio despues de haberle forjado en forma de barras de diferente grosor.

Cuando se pone en contacto inmediato el hierro con el carbon á una temperatura elevada, este último se combina poco á poco con las capas que toca, y se establece una division entre estas y las interiores; pero se concibe fácilmente, segun este modo de combinacion, que las capas superficiales deben contener mas carbono que las mas centrales.

Este acero tiene un grano mas fino y mas igual que el anterior; es tambien mas duro y mas homogéneo. Bajo este aspecto es mas buscado por los que trabajan en acero.

Acero fundido. El acero fundido, el mas homogé-

Digitized by Google

neo y el mejor, se obtiene fundiendo en crisoles de tierra refractaria las dos primeras especies de acero, despues de haberlas cubierto de una capa de vidrio molido y de carbon para preservarlas de la accion del aire. Cuando el acero está fundido se quita la escoria que se halla en su superficie, se menea bien con una varilla de hierro para mezclar todas las partes y se le cuela en barras.

Este acero presenta una contextura mas compacta y un color gris ceniciento; es mas duro que los dos primeros, y es capaz de adquirir un hermoso pulimento. Es mas fusible, lo cual hace que no se le pueda forjar ni soldar consigo mismo ó con el hierro sino con suma dificultad. Sin embargo, llega á conseguirse esto, calentándole solo hasta que se reblandezca su superficie.

En las artes se usa este acero con preferencia á los demás para preparar los instrumentos cortantes, ú objetos que deben tener una dureza uniforme.

Las propiedades de los diferentes aceros, que se encuentran en el comercio, no solo dependen del procedimiento empleado para fabricarlos, sino principalmente de las cualidades del hierro con que se preparan. Esta última consideracion es al parecer de la mayor importancia para obtener acero de buena calidad, y la superioridad que aun se concede en el dia á algunos aceros extranjeros proviene de la pureza del hierro que entra en su composicion.

La tabla siguiente, que presenta un resúmen sucinto de las investigaciones hechas bajo la direccion de MM. Gay-Lussac y Wilson, demuestra evidentemente las consecuencias de lo que hemos dicho sobre este punto.

Digitized by Google

Análisis de los diversos aceros ingleses y franceses.

Nombres.	Carbono en 1,00000	Silicio en 1,00000	Fósforo en 1,00000	Manganeso en 1,00000	*Observaciones.*
Acero inglés fundido, 1.ª calidad.	0,00625	0,00030	0,00036	vestigios	Fabricado con hierro de Suecia.
Acero fundido de Isere.	0,00651	vestigios	0,00076	vestigios	Fabricado con hierro de Isere.
Acero fundido, 1.ª calidad.	0,00654	0,00040	0,00074	vestigios	Fabricado con hierros franceses.
Acero fundido, 2.ª calidad.	0,00936	0,00080	0,00114	vestigios	Fabricado con hierros franceses

Digitized by Google

Acero indiano. Hace mucho tiempo que se fabrica en Bombay, en la India, una especie de acero, á la que se designa con el nombre de *acero indiano*, *acero Wootz*; se le busca principalmente á causa de sus cualidades, y por el adamascado que los ácidos desarrollan en su superficie. Segun la análisis que de él ha hecho M. Faraday, parece que las propiedades de este acero provienen de la presencia de cierta cantidad de aluminio que no se halla en los mejores aceros de Inglaterra. Este químico ha llegado á imitarle preparando primero una mezcla de aluminio y de hierro por la calcinacion de la alúmina con el hierro carburado, y uniendo por la fusion una parte de esta mezcla con diez y ocho partes de acero de buena calidad, y por este medio obtuvo un acero que presentaba todos los caracteres del acero Wootz.

En el año de 1828 M. Wilson, director de la casa de fundicion de Charenton, hizo venir directamente de Inglaterra dos pedazos de acero Wootz, uno en bruto y otro martillado, y la análisis que de ellos hizo demostró efectivamente que el primero contenia gran cantidad de aluminio, al paso que el segundo no le contenia.

Análisis del acero Wootz. He aquí los resultados que se han obtenido:

Acero Wootz en bruto.		*Id. martillado ó laminado.*
Carbono....	1,407	0,957
Silicio.....	0,120	0,000
Aluminio...	0,948	0,000
Hierro.....	97,525	99,043
	100,000	100,000

Segun estos últimos ensayos debe deducirse que durante el martilleo en caliente y el laminado del acero Wootz, el aluminio, que contenia primitiva-

Digitized by Google

mente, se ha eliminado, ya á consecuencia de su combustion al aire, ya por la aproximacion de las moléculas; y por lo tanto las propiedades de este acero no dependen exclusivamente del aluminio, puesto que no le contiene cuando ha sido trabajado, sino que son debidas á su grande pureza y sobre todo á la homogeneidad de sus partes.

Por la tabla que hemos presentado mas arriba sobre la análisis comparativa de algunos aceros, se ve cuánto varía la proporcion de carbono. ¿Cuál es la cantidad de este cuerpo combustible estrictamente necesaria para constituir un buen acero? Esto es lo que no se sabe; porque los pedazos de acero francés é inglés dotados de las mismas cualidades contienen proporciones diferentes. Es mas verosímil, segun lo que enseña la experiencia, que la presencia de alguna milésima de fósforo y de silicio influyan en las malas cualidades de ciertos aceros, y que por consiguiente la eleccion del hierro es del mayor interés en esta fabricacion.

Propiedades del acero. El acero, sea cualquiera el procedimiento empleado para prepararle, se diferencia del hierro por cierto número de propiedades que le hacen precioso para las artes. Tiene un tejido granoso muy fino; su ductilidad y maleabilidad son muy grandes; es mas fusible que el hierro y susceptible de adquirir un pulimento muy brillante. Su densidad, algo menor que la del hierro, varía de 7,706 á 7,392, segun las proporciones de carbono que contiene.

Su temple. Presenta un carácter particular que le distingue del hierro y de otros metales, y es que adquiere mucha dureza, cuando despues de haberle calentado hasta el rojo, se le enfria repentinamente sumergiéndole en agua fria; puede volver á perder esta propiedad exponiéndole de nuevo al calor y dejándole enfriar tranquilamente.

Se conoce con el nombre de *temple del acero*, á la operacion que tiene por objeto endurecer el acero por este medio; y se llama *acero templado* al acero

Digitized by Google

que, despues de haber sido calentado, ha sufrido este enfriamiento repentino.

Propiedades del acero templado. Adquiriendo el acero mas dureza por medio del temple, se vuelve tambien mas elástico, menos denso, quebradizo, y por consiguiente menos dúctil y maleable. Son tanto mas marcadas estas últimas propiedades, cuanto mayor ha sido el cambio de temperatura que ha experimentado el acero al enfriarse repentinamente.

Las propiedades que se han desarrollado en el acero templado provienen de la disposicion particular de las moléculas: habiéndose solidificado repentinamente por el enfriamiento que han sufrido las que componian la capa exterior, resulta de aquí que las moléculas interiores, estando todavía rojas, se han visto obligadas, por su adherencia á las primeras, á conservar la distancia respectiva en que la accion del calórico las habia colocado, lo cual las mantiene en un verdadero estado de tension.

Esta tension de las moléculas es la causa de las propiedades del acero templado; porque si se le hace calentar hasta el grado que tenia antes del temple, y se le abandona á sí mismo enfriándole lentamente, las moléculas vuelven á adquirir su distancia natural, y el acero recobra sus propiedades primitivas.

Recocido del acero. Esta nueva operacion, que se hace sufrir al acero con el fin de darle cierto grado de dureza y elasticidad, se llama *recocer el acero*, y se practica comunmente calentando el acero mas ó menos templado hasta el punto en que ha sufrido el temple, pero sin excederle porque entonces volveria á su primitivo estado.

Se obtiene los diferentes grados de temple que se puede dar al acero, elevando su temperatura desde el rojo pardo hasta el rojo blanco, y sumergiéndole repentinamente en el agua comun ó en cualquier otro líquido mas ó menos frio. La naturaleza del líquido y su temperatura tienen una influencia marcada en la dureza del temple; en general es mayor en los lí-

Digitized by Google

quidos mejores conductores del calórico que en el agua, al paso que sucede lo contrario en los que son malos conductores. Así el temple del acero en el mercurio es diferente del que se hace en el agua, y con mayor razon del que se hace en aceite.

La capacidad para el calórico que tienen los líquidos, que sirven para el temple, produce tambien una diferencia en esta operacion; y por esto el agua pura y el agua cargada de sal ó de ácido darán resultados diferentes, lo cual saben muy bien los obreros, que añaden un poco de sal marina ó de ácido al agua en que templan el acero.

En todos los casos, cuando se ha templado mucho el acero, se le da el grado de dureza que se desea recociéndole á fuego lento.

Se juzga del grado á que ha sido recocido por los diversos colores que toma en su superficie y que resultan de un principio de oxidacion. La mayor parte de los instrumentos de acero serian demasiado quebradizos sino se los expusiese á una temperatura mas ó menos elevada para destemplarlos un poco. Este recocimiento diferente, que depende de la dureza que se quiere dar al instrumento, se practica comunmente calentando la pieza que se quiere recocer sobre las ascuas. Se las mantiene así hasta que tome un color de paja para los instrumentos que deben tener un corte muy fino, como las navajas de afeitar, los escalpelos, los cortaplumas &c; un tinte pardo para los cuchillos y tigeras, y en fin un tinte azul para los objetos que exigen cierta dureza y mucha elasticidad.

Accion del aire sobre el acero. Los cuerpos que tienen accion sobre el hierro puro, la tienen tambien sobre el acero; así, el aire húmedo y el agua aireada no tardan en producir en su superficie una capa de orin. El aire y el gas oxígeno egercen tambien sobre él á una temperatura elevada los mismos efectos que sobre el hierro; solo que entre los productos de la combustion del acero se encuentra cierta cantidad de

Digitized by Google

ácido carbónico, cuya evaluacion puede dar á conocer rigurosamente la proporcion de carbono que contenia. En este principio se funda el procedimiento ingenioso que Gay-Lussac y Wilson han empleado para determinar el peso del carbono en los aceros, en las fundiciones y aun en los hierros, quemándolos por el óxido de mercurio y una corriente de aire.

Accion de los ácidos. Los ácidos que disuelven el hierro obran del mismo modo sobre el acero, pero con mas lentitud, y dejan siempre con este último un residuo negruzco, abundante, formado de la mayor parte del carbono que contenia el acero; así que, en razon de esta mayor cantidad de carbono, puede distinguirse fácilmente el acero del hierro. Basta poner su superficie pulimentada en contacto con una gota de ácido azóico dilatado para que inmediatamente se perciba una mancha negra en el acero, al paso que en el hierro es verdosa y desaparece lavándole en agua fria.

Aleaciones de acero con los metales. Algunos experimentos muy curiosos hechos en Inglaterra y en Francia han demostrado que aleando el acero con pequeñas cantidades de plata, de platina, de cromo &c., adquieren mas realce algunas de sus cualidades. El acero comun fundido con $\frac{1}{300}$ de plata, suministra una aleacion muy dura y fácil de forjar, con la cual puede fabricarse diversos utensilios é instrumentos de la mejor calidad. Uno ó dos centésimos de platina dan el mismo resultado.

Acero de Damasco. Los dibujos que constituyen el adamascado que se observa en las hojas cortantes que se fabricaban en otro tiempo en Damasco con el acero Wootz, provienen al parecer de cierta cantidad de carbono que se ha separado de él cristalizándose, y que se pone fácilmente al descubierto por medio de lociones de ácidos debilitados hechas en su superficie. Se ha llegado á imitar este acero adamascado mante-

Digitized by Google

niendo al acero en fusion por espacio de mucho tiempo con un ligero exceso de carbon y dejándole enfriar lentamente.

COMPUESTOS DEL HIERRO CON EL CLORO.

(*Protocloruro y percloruro de hierro.*)

Dos compuestos. El hierro se combina en dos porciones con el cloro y forma dos compuestos, á saber: un protocloruro correspondiente al protóxido, y un deutocloruro correspondiente al tritóxido.

Preparacion del protocloruro. Se forma el protocloruro disolviendo el hierro en el ácido clorhídrico debilitado, y evaporando la disolucion hasta sequedad. Se obtiene un residuo pardusco, fusible á un calor rojo, volátil en parte, soluble en el agua y capaz de separarse de ella por evaporacion dando cristales de color verde pálido de protocloruro hidratado.

Tambien puede prepararse el protocloruro de hierro anhidro, haciendo pasar gas clorhídrico seco sobre alambres de hierro calentados hasta el rojo en un tubo de porcelana, y recogiendo el producto volatilizado en una alargadera de vidrio ajustada á uno de los extremos del tubo. El gas ácido clorhídrico se descompone en esta operacion; se forma protocloruro de hierro, que se condensa en parte en la alargadera, y el hidrógeno, que ha quedado en libertad, se desprende en *estado de gas.* El protocloruro se presenta entonces en pajitas blanquecinas, muy solubles en el agua, que tiene todas las propiedades del preparado por el ácido clorhídrico líquido.

Propiedades. Este protocloruro tiene un sabor astringente y estíptico muy marcado; su disolucion expuesta al aire se descompone poco á poco, y se convierte en deutocloruro, que queda disuelto en el agua dándola color amarillo, y en tritóxido de hierro hidratado, que se precipita en copos de color de ocre: esta descomposicion se verifica por el oxígeno del aire,

Digitized by Google

que se combina con una porcion del hierro del protocloruro, y le hace pasar de este modo al estado de deutocloruro.

DEUTOCLORURO DE HIERRO Ó PERCLORURO.

Preparacion. Este compuesto de cloro y de hierro puede prepararse directamente por la accion del gas cloro sobre alambres de hierro calentados hasta el rojo; la combinacion se verifica rápidamente con desprendimiento de luz.

Este deutocloruro se obtiene tambien disolviendo el peróxido de hierro en el ácido clorhídrico, ó el hierro en el ácido; en todos los casos debe evaporarse la disolucion casi hasta sequedad para privarla del exceso de ácido.

Propiedades. Este deutocloruro es de color pardo con brillo metálico y de aspecto cristalino; es delicuescente al aire, se disuelve con mucha facilidad en el agua y en el alcohol, dando una disolucion amarilla negruzca sumamente estíptica. Calentado en vasijas tapadas deja desprender parte de su cloro, se trasforma en protocloruro que se sublima en pajitas y en subprotocloruro fijo. Cuando se le calcina en contacto con el aire húmedo, se descompone poco á poco por el agua en ácido clorhídrico que se desprende, y en peróxido de hierro que queda fijo.

En otro tiempo se miraba al protocloruro y al deutocloruro de hierro como sales, y se los conocia con los nombres de *protomuriato de hierro* y *tritomuriato de hierro.*

Bromuros de hierro. El bromo se une tambien en dos proporciones con el hierro, y forma dos compuestos que corresponden á los dos cloruros. El *protobromuro* de hierro anhidro tiene un color amarillo pálido muy débil, es soluble en el agua y cristalizable. El *perbromuro* es rojo oscuro, volátil, y se obtiene del mismo modo que el percloruro de hierro.

Digitized by Google

COMPUESTOS DE IODO Y DE HIERRO.

(*Ioduros de hierro*, *protoioduro*, *deutoioduro.*)

Preparacion. El iodo y el hierro pueden combinarse directamente ó por el intermedio del agua. En el primer caso se obtiene este compuesto calentando el hierro en el vapor del iodo, y el ioduro que resulta tiene un color pardo oscuro; se disuelve fácilmente en el agua, á la cual comunica su color. Este compuesto es al parecer un perioduro de hierro, porque poniendo su disolucion en contacto de limaduras de hierro, pierde el color por una porcion de este metal que reacciona sobre el perioduro y le trasforma en protoioduro sin color que queda disuelto en el agua.

Este protoioduro de hierro líquido sirve en la actualidad para preparar en grande el ioduro de potasio (iodhidrato de potasa). Se le forma tratando á fuego lento en un globo de vidrio una parte de hierro en limaduras, tres de iodo y veinte de agua destilada. Primero se obtiene un líquido de color pardo oscuro, que agitándole con el hierro que no se ha disuelto, pierde poco á poco el color trasformándose en protoioduro. El hierro filtrado suministra por evaporacion cristales laminosos verdosos de protoioduro hidratado, que, desecados á fuego lento, dejan protoioduro anhidro.

Propiedades. El protoioduro de hierro tiene un color pardo oscuro, es fusible al rojo y volátil; se disuelve en el agua, á la que comunica un color verde, y esta disolucion tiene un sabor estíptico como la del protocloruro; expuesta al aire, se enturbia, deja precipitar poco á poco peróxido de hierro hidratado, y adquiere un color amarillo oscuro; el cloro la descompone inmediatamente apoderándose del hierro y dejando al iodo en libertad, que se precipita en polvo pardo-

Digitized by Google

negruzco; pero cuando la cantidad de cloro es inferior á la que es capaz de descomponer todo el ioduro, la disolucion adquiere un color amarillo pardusco mas ó menos oscuro.

Composicion. Está compuesto de

Iodo.....	81,88	2 átomos.
	ó	
Hierro.	18,12	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = $Fe\,I^2$.

El perioduro de hierro se prepara disolviendo el hidrato de peróxido de hierro en el ácido iodhídrico; es rojo pardusco, incristalizable y de sabor estíptico muy marcado. Corresponde al percloruro por su composicion.

Su fórmula = $Fe^2\,I^6$

COMPUESTOS DEL HIERRO CON EL AZUFRE.

(*Sulfuros de hierro.*)

Estado natural. En la naturaleza se encuentra en abundancia el hierro combinado con el azufre en diferentes proporciones y bajo formas variadas. En mineralogía se designa á estas combinaciones naturales con el nombre de *piritas marciales*, y solo una de ellas corresponde al protóxido.

Dos de estos compuestos existen en grande abundancia; al uno se conoce con el nombre de *protosulfuro ó pirita magnética*, y al otro con el de *bisulfuro ó persulfuro de hierro.* El primero obra sobre la barra imantada y se presenta en una masa cristalina de color de

Digitized by Google

bronce, y el segundo afecta formas mas ó menos regulares; unas veces cristaliza en cubos, en dodecaedros ó en agujas dispuestas en forma de rayos, y tiene un color amarillo de laton con brillo metálico ó un color blanco: estas diferencias de color le han valido el nombre de *pirita amarilla* y de *pirita blanca*. En el reino mineral se encuentra con frecuencia el protosulfuro mezclado con el persulfuro de hierro. Este sulfuro doble expuesto al aire húmedo, se efloresce convirtiéndose en parte en protosulfato de hierro.

Protosulfuro natural. El protosulfuro no se descompone por el calor, al paso que el bisulfuro abandona una parte de su azufre y se trasforma en protosulfuro fijo. Los ácidos clorhídrico y sulfúrico debilitados disuelven pronto el protosulfuro dejando desprender gas sulfhídrico, lo cual no sucede al persulfuro, que es inatacable por estos ácidos.

Composicion. Segun las análisis de M. Hatchett, estos sulfuros naturales están compuestos de

Protosulfuro de hierro.		*Bisulfuro de hierro.*	
Hierro. . .	100	Hierro. . .	100
Azufre. . .	58,7	Azufre. . .	118,4

De donde se ve que las cantidades de azufre en estos dos compuestos están poco mas ó menos :: 1 : 2.

La primera proporcion del azufre corresponde solo al protóxido; la segunda no está en razon simple con el oxígeno de los otros dos óxidos de hierro.

Preparacion del protosulfuro. Se preparan artificialmente estos dos sulfuros precipitando las sales de base de protóxido ó de tritóxido de hierro por una disolucion de protosulfuro de potasio, en cuyo caso se presenta en estado de hidrato y bajo la forma de polvo negro subido.

En los laboratorios se obtiene comunmente el protosulfuro echando en un crisol calentado hasta el rojo

Digitized by Google

una mezcla de dos partes de limaduras de hierro y una de azufre, y calentándola hasta la fusion al abrigo del aire; cuando se halla fundida la combinacion, se la cuela en chapas mas ó menos gruesas, las que en seguida se reducen á pedazos. En los laboratorios se obtiene el ácido sulfhídrico con el sulfuro preparado de este modo, tratándole por el ácido sulfúrico debilitado. Pero este gas contiene siempre cierta cantidad de hidrógeno libre (*véase* Acido sulfhídrico).

Se conocen otros tres sulfuros artificiales que tienen por fórmulas Fe^9S, Fe^2S^3 y Fe^2S. MM. Berzélius y Arfwedson han observado estos compuestos y no tienen uso.

El azufre, combinado con corta cantidad de hierro, disminuye su ductilidad y su maleabilidad. Dos á tres centésimos de este cuerpo fundido con hierro de Suecia dan dureza á este metal y le hacen poco apto para ser martillado en frio y en caliente. Cuando su proporcion se eleva á $5\frac{1}{2}$, le da una contextura fibrosa y la propiedad de romperse con la mayor facilidad aun en frio.

COMPUESTO DE HIERRO Y DE SELENIO.

(*Seleniuro de hierro.*)

Preparacion. Cuando se hace pasar selenio en vapor sobre hierro reducido á limaduras y calentado, hay combinacion con desprendimiento de luz. Se la puede ejecutar poniendo una corta cantidad de selenio en el fondo de un tubo y colocando encima limaduras de hierro. Luego que el calor es suficiente para volatilizar el selenio, toda la masa entra en ignicion.

Propiedades. El seleniuro de hierro que resulta tiene un color gris con brillo metálico, y se reblandece sin fundirse á un calor rojo. Calcinado al aire, pierde parte del selenio, el cual se quema y se trasforma en seleniato de hierro de color negro.

Digitized by Google

La facilidad con que se descompone este seleniuro por los ácidos clorhídrico y sulfúrico debilitados, le hace propio para extraer el gas selenhídrico.

No se conocen otros compuestos de selenio y de hierro; pero es probable que estos dos cuerpos puedan combinarse en otras proporciones. El seleniuro que hemos descrito corresponde al parecer al protóxido de hierro (Berzélius).

COMPUESTO DE BORO Y DE HIERRO.

(*Boruro de hierro.*)

Preparacion. MM. Descotils y Gmelin prepararon por primera vez esta combinacion del boro con el hierro, exponiendo á una alta temperatura en un crisol brascado una mezcla de limaduras de hierro, de ácido bórico fundido y de carbon animal reducido á pasta por medio de cierta cantidad de aceite. La afinidad del hierro con el boro y la del carbono con el oxígeno descomponen en esta operacion el ácido bórico, que no lo sería por estos cuerpos separados.

Propiedades. El boruro obtenido de este modo se presenta en una masa globuliforme, muy quebradiza y de color blanco plateado; es atraible por el iman, y poco atacable en frio por los ácidos. Este boruro, en atencion al modo con que se prepara, contiene carburo de hierro como lo hemos comprobado.

Los ensayos hechos para formar con el boro y el hierro un compuesto análogo al acero han sido infructuosos. El boro unido con el hierro en la relacion en que está el carbono con el hierro en el acero, no ha podido fundirse á una temperatura muy alta.

Digitized by Google

COMPUESTO DE HIERRO Y DE FÓSFORO.

(*Fosfuro de hierro.*)

Preparacion. Puede unirse directamente el fósforo con el hierro haciendo pasar fósforo en estado de vapor sobre hierro elevado al rojo oscuro, ó calentando fuertemente en un crisol una mezcla de partes iguales de ácido fosfórico vitrificado ó fosfato ácido de cal y limaduras de hierro. Una porcion del ácido fosfórico se descompone por el hierro que se apodera de su oxígeno, mientras que el fósforo se une con otra parte del hierro para constituir el fosfuro de hierro. Se le obtiene tambien reduciendo el fosfato de hierro por el carbon á una temperatura elevada.

Propiedades. Este fosfuro es blanco, muy brillante, muy duro y de estructura granosa; es mas fusible que el hierro y cristaliza con la mayor facilidad enfriándole lentamente. Calcinado al contacto del aire, pasa por la accion del oxígeno al estado de fosfato de hierro básico. Varía mucho su composicion segun la temperatura á que se ha formado.

Ningun compuesto de fósforo y de hierro se encuentra en la naturaleza; pero se forman siempre que en los altos hornos se reducen los minerales de hierro, que contienen fosfato de hierro. A la presencia de cierta cantidad de este fosfuro deben atribuirse las malas calidades de ciertos hierros, sobre todo de los que se reputan por quebradizos en frio, y que se han obtenido de fundiciones que contenian una cantidad bastante considerable de fosfuro de hierro. Parece sin embargo que en la afinacion de estas fundiciones se ha quemado la mayor parte de este fosfuro, sobre todo cuando se ha ejecutado esta operacion en los hornos de Puddler (*véase* la tabla de una fundicion francesa, pág. 497).

Digitized by Google

Los experimentos directos hechos en la casa de fundicion de Charenton en el laboratorio particular de M. Wilson, han dado á conocer que el mejor hierro de Suecia, fundido en una cantidad de fósforo, que represente 0,005 y 0,0025 de fósforo, se volvia duro, muy quebradizo, y capaz de cristalizar en hermosas láminas brillantes al enfriarse.

COMPUESTO DE HIERRO Y DE SILICIO.

(*Siliciuro de hierro*)

Preparacion. Segun los experimentos de MM. Berzélius y Stromeyer, el hierro puede combinarse con el silicio. Obtuvieron este compuesto exponiendo á una temperatura muy elevada una mezcla de tres partes de limaduras de hierro, parte y media de sílice y media de negro de humo.

Propiedades. El siliciuro de hierro así preparado, contiene siempre cierta cantidad de carbono: es blanco, algo dúctil y se disuelve en los ácidos debilitados, produciendo mayor cantidad de hidrógeno que el mismo peso de hierro puro, lo cual anuncia indudablemente que existe silicio en este compuesto. El residuo que dejan los ácidos está formado de ácido silícico, de hierro y de carbono.

Composicion. Este siliciuro está compuesto de

Hierro. .	85,3
Silicio . .	9,3
Carbono.	5,4
	100,0

En las mismas circunstancias se forma un siliciu-

Digitized by Google

ro, que no contiene mas que 2,2 de silicio, y que muchas veces está mezclado con el primero.

Estos resultados no dejan duda alguna del estado en que se encuentra la sílice en las fundiciones, si la experiencia no lo hubiera probado directamente. Varias análisis de fundiciones muy siliciosas han demostrado que el volúmen de gas hidrógeno que se obtenia disolviéndolas en los ácidos sulfúrico y clorhídrico debilitados era mas considerable que el que suministra el hierro que contenian, y que el exceso de este gas era proporcionado á la cantidad de sílice que se extraia de ellas, y por consiguiente al silicio que se hallaba combinado con el hierro.

COMPUESTOS DE ARSÉNICO Y DE HIERRO.

(*Arseniuros de hierro.*)

Estos dos cuerpos pueden unirse por el calor en diferentes proporciones. Todos los arseniuros son brillantes, quebradizos, mas fusibles y mas duros que el hierro. Dos ó tres centésimos de arsénico hacen quebradizo al hierro en caliente.

Se encuentra en la naturaleza un protoarseniuro de hierro puro ó mezclado con la pirita magnética. Algunos minerales son variedades del primer compuesto ó del segundo, tales como el *hierro arsenical* y el *mispikel* de los mineralogistas.

ALEACION DE HIERRO Y DE ALUMINIO.

Preparacion. M. Faraday, exponiendo á una temperatura muy elevada una mezcla de hierro muy carburado y alúmina pura, ha obtenido esta combinacion

Digitized by Google

del hierro con el aluminio. Esta aleacion tiene un color blanco, y una contextura densa y granosa; es muy quebradiza y mas fusible que el hierro. Da al análisis 6,4 por 100 de alúmina, lo cual corresponde á 3,4 de aluminio.

Usos. Una parte de esta aleacion fundida con 18 de acero de buena calidad, produce un acero fundido perfectamente maleable y susceptible de adquirir un hermoso pulimento y de adamascarse muy bien por la accion de los ácidos, como el verdadero Wootz.

Una combinacion hecha con trece partes de esta aleacion y ochenta y siete de acero se aproximaba mas por sus propiedades al acero indiano, tanto por su maleabilidad, como por el adamascado que se desarrollaba en su superficie.

ALEACION DE HIERRO Y ESTAÑO.

Preparacion. Calentando mucho el estaño y las limaduras de hierro, hay combinacion entre estos dos metales; mas al enfriarse se separan las dos aleaciones desigualmente fusibles, formadas en proporciones diferentes. La afinidad del hierro con el estaño es bastante fuerte para que una porcion de este último metal fundido se adhiera con fuerza á la superficie del hierro, y se encuentre aleado en las partes con que está en contacto; sobre este principio se funda la fabricacion de la *hoja de lata* ó hierro estañado.

Fabricacion de la hoja de lata. Se empieza por limpiar bien las hojas de palastro frotándolas con gres y ácido sulfúrico debilitado para disolver el óxido que presentan en su superficie; en seguida, despues de haberlas lavado, se las conserva debajo de agua hervida para impedir que se oxiden.

Cuando se las quiere combinar con el estaño, se las mantiene por espacio de una hora en sebo derreti-

Digitized by Google

do, y en seguida se las mete en una caldera que contenga estaño fundido, cubierto de una capa de grasa para impedir que se oxide. Las hojas de palastro se mantienen verticalmente en este baño de estaño por espacio de hora y media, y despues se llevan á una caldera llena de sebo derretido, en la cual se limpian del exceso de estaño que se encuentra en su superficie y en sus bordes frotándolas con una bruza de cáñamo. Finalmente, se las pasa con rapidez por un baño de estaño para que desaparezcan las rayas hechas por la bruza.

La hoja de lata es un compuesto que se usa mucho en las artes. Es menos alterable que el hierro, y sirve á causa de esto para preparar una infinidad de vasijas y utensilios muy usados en la economía doméstica.

La capa de estaño, aplicada á la superficie de la hoja de lata, presenta una cristalizacion muy marcada, que se vuelve muy visible por la accion de los ácidos, que disuelven la capa superficial no cristalina, solidificada por el enfriamiento. Así es como se cubren en la hoja de lata las ramificaciones que entonces se conocen con el nombre de *muaré*.

Digitized by Google

CAPITULO XVI.

ZINC.

SU ESTADO NATURAL, SU EXTRACCION, SUS COMPUESTOS CON EL OXÍGENO, EL CLORO, EL IODO, EL AZUFRE, EL FÓSFORO Y EL ARSÉNICO.

El zinc es un metal conocido hace mucho tiempo, que se usa mucho desde principio de nuestro siglo. Se le encuentra en tres estados en la naturaleza: combinado con el oxígeno, el azufre y los ácidos. El primero de estos compuestos entra en la composicion de un mineral abundante, que se designa con el nombre de *calamina*; el segundo es el sulfuro de zinc, que los mineralogistas conocen con el nombre de *blenda*; y en fin, el óxido de zinc se encuentra combinado con ciertos ácidos.

Este metal se extraia principalmente de la calamina, que está formada de una proporcion de óxido de zinc, que varía de 0,36 á 0,68, y que contiene bastante cantidad de ácido carbónico y de sílice. Este mineral existe en abundancia en muchas comarcas del gran ducado del Bajo Rhin, en donde hay varias fábricas para su laboreo, y de la extraccion que de esta sustancia se hace en las inmediaciones de Lieja y de Aquisgran proviene en parte el zinc del comercio.

Extraccion. Despues de haber calcinado el mineral, tanto para dividirle mas fácilmente, como para disolver los sulfuros que pueden acompañarle, se le mezcla con la tercera parte de su peso de carbon y se expone esta mezcla en caños de tierra tapados por un extremo, y por la extremidad que sale fuera del hor-

Digitized by Google

nillo comunican con tubos de hierro colado inclinados. Estos últimos van á un recipiente que contiene agua; los caños de tierra están ligeramente inclinados en el hornillo y hacen el oficio de retorta, al paso que los de hierro colado sirven á la vez de alargadera y de recipiente. Cuando el calor es bastante elevado, el óxido de zinc se reduce por el carbon; se forma óxido de carbono y vapor de zinc; este se condensa en los tubos de hierro y va al recipiente en forma de trozos mas ó menos irregulares. Se funde despues este metal en crisoles de tierra y se cuela en chapas de $0,^{m}015$ de espesor entre dos piedras de granito.

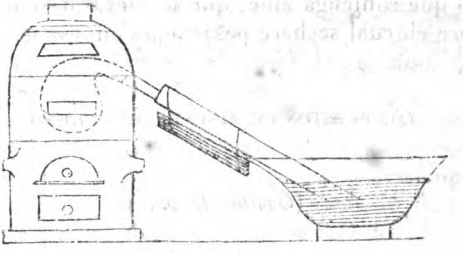
Bajo esta forma se expende en las artes este metal, así como en la de láminas mas ó menos delgadas.

Propiedades. El zinc es un metal de color blanco, azulado y de estructura laminosa; es dúctil y maleable y bastante blando para ser atacado por la lima: su maleabilidad es mayor entre $+100^{o}$ y $+150^{o}$, y menor á $+200$: á una temperatura mas elevada se rompe con el martillo y se reduce á polvo. Su densidad, cuando ha sido fundido es de 7,165, y aumenta un poco cuando se le ha martillado.

Accion del calórico. Expuesto á la accion del calor este metal entra en fusion antes de llegar al rojo á $+360^{o}$, y si se le sigue calentando se volatiliza enteramente en pasando de esta temperatura.

Purificacion del zinc. En esta propiedad se funda la purificacion en los laboratorios del zinc del comercio, que siempre está aleado con pequeñas cantidades de plomo, de cobre, de hierro y de estaño. Se la practica calentando en una retorta de barro tapada zinc reducido á granalla, echando el metal fundido en agua fria, y adaptando al cuello de la retorta un caño de tierra cocida que se sumerge en un barreño lleno de agua (*véase* la figura siguiente).

Digitized by Google



A fin de evitar que el zinc condensado atasque el tubo se pone debajo una red de alambres, sobre la cual se echan carbones encendidos.

Como los metales fijos extraños al zinc quedan en el fondo de la retorta, se vuelve á fundir el zinc destilado y se hacen barras para uso de los laboratorios.

Accion del aire. El aire y el oxígeno secos no tienen accion sobre este metal á la temperatura ordinaria; pero si ambos se encuentran húmedos, se empaña algo su superficie porque hay un principio de oxidacion.

A una temperatura elevada próxima al calor rojo, es tan pronta la oxidacion que el metal arde vivamente con una llama blanca brillante, y se presenta un humo blanco de óxido de zinc, que se precipita poco á poco bajo la forma de copos blancos muy ligeros. Se comprueba esta propiedad calentando hasta el rojo el zinc colocado en un crisol tapado, y abriéndole en el momento en que el metal llega á esta temperatura.

Accion del agua. El agua tiene poca accion sobre el zinc en frio. Cuando este metal está cubierto por dicho líquido, se oxida lentamente dejando desprender burbujitas de gas hidrógeno. A un calor rojo, la des-

Digitized by Google

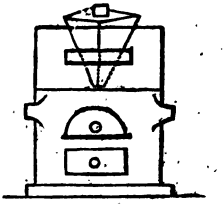
compone con rapidez apoderándose del oxígeno. Este experimento puede hacerse en un tubo de porcelana curvo que contenga zinc, que se eleva al rojo oscuro, y sobre el cual se hace pasar agua en vapor.

COMPUESTOS DE ZINC Y DE OXÍGENO.

(*Oxidos de zinc.*)

El zinc se combina en dos proporciones con el oxígeno para formar un protóxido y un bióxido. El protóxido se forma en muchas circunstancias: 1.º haciendo quemar al aire el metal fundido; 2.º disolviéndole en los ácidos.

Preparacion. Este óxido que se usa en medicina, se prepara en el aparato siguiente:



se colocan pedazos de zinc en un gran crisol que se calienta hasta el rojo; cuando el metal empieza á quemarse, se cubre el crisol con su tapadera para contener los vapores de zinc y retener el óxido que forma copos en la parte vacía del crisol. Se le extrae de cuando en cuando con una cuchara de hierro para

Digitized by Google

poner el metal al descubierto y sostener la combustion.

Así preparado se le deslíe en agua para separarle de las porciones de zinc que ha llevado consigo, ó se le hace pasar frotándole al través de un tamiz de crin que retiene las partes metálicas.

Propiedades. El óxido preparado por este procedimiento es blanco, se presenta en copos ligeros, sin olor é insípidos: es fijo, infusible é indescomponible al fuego; solo adquiere un color amarillo de canario que desaparece frotándole. Al contacto del aire absorbe poco á poco el ácido carbónico que luego deja desprender por un calor rojo. Calcinado en una retorta con un exceso de carbon, se reduce dando orígen á óxido de carbono.

Nombres antiguos del óxido de zinc. Los antiguos químicos conocian á este óxido con el nombre de *flor de zinc* (*nihil album*), á causa de su blancura; y *pomfolix* (*lana philosophica*), á causa de su aspecto semejante al de la lana.

Estado natural. Existe en abundancia en la naturaleza, unas veces puro y cristalizado, y otras en masas, en cuyo último caso se halla mezclado con sílice, carbonato de cal y óxido de hierro.

Composicion. Puede determinarse fácilmente la composicion de este óxido disolviendo una cantidad conocida de zinc en el ácido sulfúrico debilitado, y recogiendo el gas hidrógeno que se desprende, el que indica la cantidad de oxígeno fijo en el metal. Está formado, segun las análisis de MM. Gay-Lussac y Berzélius, de

Zinc.	80,1	1 átomo.
ó		
Oxígeno. . .	19,9	1 átomo.
	100,0	

Su fórmula = ZnO.

Digitized by Google

Bióxido de zinc. M. Thénard ha observado que el óxido de zinc hidratado podia descomponer el agua oxigenada y trasformarse en deutóxido. Esta es la única circunstancia en que este óxido puede combinarse con una nueva proporcion de oxígeno. Este deutóxido de zinc es blanco, sin olor, insípido, insoluble en el agua; se descompone fácilmente cuando se le conserva húmedo ó cuando se le calienta. No se conoce la composicion de este nuevo óxido; pero todo induce á creer que ha debido absorber una cantidad de oxígeno igual á la que ya contenia, puesto que el deutóxido de hidrógeno se trasforma en protóxido de hidrógeno ó en agua comun.

COMPUESTOS DE CLORO Y DE ZINC.

(*Cloruro de zinc.*)

Preparacion. Solo se conoce una combinacion de cloro y de zinc, que puede producirse directamente calentando el zinc en polvo en el gas cloro. La combinacion se verifica con desprendimiento de luz. Se le obtiene mas fácilmente tratando el zinc en granalla por el ácido clorhídrico líquido. El metal se disuelve desprendiendo gas hidrógeno de resultas de la descomposicion del ácido clorhídrico. Evaporando en seguida el licor hasta sequedad, y calentando hasta el rojo el residuo en una retorta de gres que comunica con una alargadera y un globo, se volatiliza el cloruro, que va á condensarse en la alargadera y en el recipiente.

Propiedades. Este cloruro es blanco, sólido, semitrasparente, de sabor muy estíptico, delicuescente y muy soluble en el agua. Su disolucion acuosa se descompone por los óxidos de potasio, de sodio y de calcio, en cuyo caso se forman cloruros de estos metales

Digitized by Google

y óxido de zinc que se precipita en estado de hidrato blanco y gelatinoso.

Antiguamente se conocia á este compuesto con el nombre de *manteca de zinc*, despues se le dió el nombre de *muriato de zinc*, y en el dia se le mira como un cloruro.

Composicion. Contiene en 100 partes

Cloro.	47,63	2 átomos.
	ó	
Zinc.	52,37	1 átomo.
	100,00	

Su fórmula = $Zn\ Ch^2$.

Este cloruro se emplea exteriormente como un epispástico y cáustico.

COMPUESTO DE IODO Y ZINC.

(*Ioduro de zinc.*)

Preparacion. El ioduro de zinc puede formarse calentando el zinc en el vapor de iodo, ó tratando este metal en polvo por el agua y el iodo. En este último caso, el ioduro queda disuelto y se le puede obtener por evaporacion.

Propiedades. Este ioduro es blanco, delicuescente, de sabor acerbo y estíptico; calentado en vasijas tapadas se sublima fácilmente en prismas blancos cuadrangulares; su disolucion acuosa se descompone por el cloro, que precipita el iodo en polvo pardusco. Los óxidos de potasio y de sodio, obrando sobre este ioduro

Digitized by Google

disuelto en agua, precipitan óxido de zinc y se trasforman en ioduros. Así se podria preparar económicamente el ioduro de potasio para usarle en medicina, precipitando la disolucion de ioduro de zinc por el carbonato de potasa y evaporando el licor hasta que se cristalice.

El bromo forma con el zinc un compuesto análogo al cloruro.

COMPUESTO DE ZINC Y DE AZUFRE.

(*Sulfuro de zinc.*)

Preparacion. El zinc puede unirse con el azufre haciendo pasar este último en vapor sobre el metal fundido; de otro modo no habria combinacion. Tambien puede formarse este compuesto calentando una mezcla de óxido de zinc y azufre, ó vertiendo una disolucion de ácido sulfhídrico ó de un sulfuro en una sal de zinc soluble. El ácido sulfhídrico, descomponiendo el óxido de zinc, da un sulfuro hidratado que se precipita en polvo blanco y se vuelve amarillo pálido por la calcinacion.

Propiedades. Este sulfuro es sólido, no tiene brillo, es fusible al calor rojo é indescomponible. Calentado al aire, se convierte en ácido sulfuroso, en sulfato y en óxido de zinc.

Estado natural. Esta combinacion existe en gran cantidad en la naturaleza, y forma la base de un mineral conocido en mineralogía con el nombre de *blenda*. La blenda ó sulfuro de zinc natural contienen frecuentemente sulfuros de hierro, de cobre y de plomo. Para extraer el zinc de este mineral, se le tuesta primero para quemar la mayor parte del azufre, y se calcina con carbon el óxido que de aquí proviene.

Digitized by Google

El terreno de muchos departamentos de Francia contiene gran cantidad de este sulfuro de zinc. Se le ha hallado en los departamentos de Isere, de Paso de Calais, de los altos Pirineos, &c., y hace cuatro ó cinco años que se ha descubierto una mina abundante en el departamento de la Charente.

COMBINACION DE ZINC Y DE FOSFORO.

(*Fosfuro de zinc.*)

El fósforo echado sobre zinc fundido se une poco á poco con este metal, y da un fosfuro que probablemente no está saturado de fósforo. Este compuesto es blanco, brillante, algo dúctil, fusible á la misma temperatura que el zinc; cuando se le golpea, esparce un olor aliaceo. No se ha determinado cuál era la proporcion de fósforo unida al zinc en este compuesto.

ARSENIURO DE ZINC.

Preparacion. Se le prepara calentando en un crisol tapado partes iguales de arsénico y zinc pulverizados antes y bien mezclados. Este arseniuro es gris, de estructura granosa, muy quebradizo y fusible al calor blanco; tratado por el ácido sulfúrico dilatado en agua da fácilmente gas hidrógeno arseniado, y por esto se le emplea en los laboratorios para obtener este gas.

Composicion. Este arseniuro parece compuesto de

Zinc.	56,3	3 átomos.
	ó	
Arsénico. . . .	43,7	2 átomos.
	100,0	

Su fórmula $= Zn^3 As^2$.

Digitized by Google

Usos del zinc. En las artes se emplea este metal laminado para construir baños, cubetas, canelones y tubos; pero no se debe usar para construir vasijas destinadas á contener bebidas ligeramente ácidas, porque no tardarian en contraer cualidades nocivas á causa de que disuelven parte de este metal. Por esta misma razon no se le usa para construir vasijas de cocina.

Muchas de sus aleaciones son muy usadas, como las que forma con el cobre y niquel.

En estos últimos años M. Sorel ha empleado con buen éxito el zinc para preservar al hierro del orin. Este medio, que consiste en cubrir la superficie del hierro con una capa delgada de zinc, ha recibido numerosas aplicaciones en las artes industriales, y á estos hierros así cubiertos se ha dado en el comercio el nombre de *hierros galvanizados.*

CAPITULO XVII.

CADMIO.

SU ESTADO NATURAL. SU EXTRACCION. SUS PROPIEDADES. SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO, EL CLORO Y EL AZUFRE.

El cadmio es un metal al que no se ha encontrado todavía mas que en ciertos minerales de zinc sulfurado, en los que solo entra en corta cantidad. Fué descubierto en 1817 por Stromeyer, de Gotinga, al analizar un óxido de zinc procedente de Silesia, y que era repudiado de los farmacéuticos á causa de su color amarillo que perjudicaba á su despacho. Este

Digitized by Google

químico se convenció muy pronto de que este color provenia de la presencia de un óxido metálico particular cuyo metal redujo, y al que puso el nombre de *cadmio* porque se habia hallado en la mina de zinc, que los antiguos conocian con el nombre de *cadmia*, en honor de Cadmo.

Despues se ha reconocido este metal en algunos silicatos de zinc en Inglaterra, y aun parece que casi todos los pedazos de zinc del comercio contienen mas ó menos vestigios de esta sustancia.

Extraccion. Se le puede obtener disolviendo el mineral en el ácido sulfúrico, y haciendo pasar á la disolucion dilatada en agua una corriente de gas sulfhídrico, que precipita el cadmio en estado de sulfuro de color amarillo sucio, mezclado con una corta cantidad de sulfuro de cobre y de zinc. Se recoge este precipitado y despues de haberle lavado se le disuelve en ácido clorhídrico. Evaporada esta nueva disolucion hasta sequedad para volatilizar el exceso de ácido, se la vuelve á disolver en agua y se la mezcla con un exceso de subcarbonato de amoniaco. Se vuelve á disolver los carbonatos de cobre y de zinc, que se precipitan con el carbonato de cadmio, y este último queda en estado de polvo blanco. Calentando este carbonato hasta el color rojo, se convierte en óxido de cadmio, de donde se extrae fácilmente el metal calcinándole en una retorta con un poco de negro de humo.

Propiedades. El cadmio tiene un color blanco que tira un poco á gris azulado; es brillante y se parece mucho al estaño; es bastante blando y se le puede cortar con el cuchillo y atacar con la lima; su densidad es de 8,604; se funde antes de llegar al calor rojo, y se volatiliza fácilmente un poco antes de llegar á esta temperatura. Se le destila fácilmente en una retortita de vidrio, y va á condensarse en la bóveda en gotitas brillantes que cristalizan al enfriarse.

Accion del aire. El aire frio no le hace experimentar alteracion, y solo con el tiempo pierde el brillo

Digitized by Google

que le caracteriza. Calentado, arde con facilidad como el zinc, y se oxida dando una llama azulada y un humo sin olor, amarillento, que se precipita en polvo del mismo color sobre los cuerpos frios.

COMPUESTO DE CADMIO Y OXÍGENO.

(*Oxido de cadmio.*)

Preparacion. El cadmio solo se combina en una proporcion con el oxígeno. Este óxido se forma directamente calentando el metal al aire, ó siempre que el cadmio se disuelve por los ácidos. Se le puede separar de estas últimas combinaciones por la potasa y la sosa, que le precipitan en estado de óxido blanco hidratado; calentado pierde su agua y adquiere un color amarillo pardusco.

Propiedades. El óxido de cadmio tiene diferente color, segun el grado de calor á que se le ha expuesto: es amarillo pardusco, ó pardo claro, ó negruzco. Se reduce con la mayor facilidad por el carbono y el hidrógeno gaseosos á un calor inferior al rojo, y expuesto al aire libre absorbe con prontitud el ácido carbónico.

Composicion. Está compuesto, segun M. Stromeyer, de

Cadmio.....	87,45		1 átomo.
		ó	
Oxígeno.....	12,55		1 átomo.
	100,00		

Su fórmula = Cd O.

COMPUESTO DE CADMIO Y DE CLORO.

(*Cloruro de cadmio.*)

Preparacion. El cadmio obra como el zinc sobre el cloro y el iodo, y sus combinaciones pueden formarse del mismo modo.

Digitized by Google

Propiedades. El cloruro de cadmio se presenta en una masa blanca cristalizada, trasparente, con brillo nacarado; á una temperatura elevada se sublima en láminas micáceas, brillantes é inalterables al aire; es soluble en el agua y puede separarse de ella por medio de la evaporacion en cristales rectangulares; corresponde al cloruro de zinc.

COMPUESTO DE CADMIO Y DE IODO.

(*Ioduro de cadmio.*)

Propiedades. Este compuesto, que se obtiene como el del zinc, cristaliza en láminas blancas de seis lados. Estos cristales son inalterables al aire; entran fácilmente en fusion, y recobran por el enfriamiento su forma cristalina; á un calor elevado pierden una porcion de iodo.

El ioduro de cadmio es muy soluble en el agua, y se descompone por los mismos cuerpos que el ioduro de zinc.

COMPUESTO DE CADMIO Y DE AZUFRE.

(*Sulfuro de cadmio.*)

Preparacion. Estos dos cuerpos no se unen mas que en una sola proporcion que corresponde al óxido. No se le puede producir sino, como el sulfuro de zinc, calentando el óxido de cadmio con azufre, ó descomponiendo el cloruro de cadmio disuelto en agua por el ácido sulfhídrico.

Propiedades. Este sulfuro tiene un hermoso color amarillo anaranjado cuando está en polvo; pero á un calor moderado se hace mas subido el color y se vuelve rojo carmin: calentado hasta el rojo blanco, [illegible] de sin descomponerse y cristaliza al enfriarse en láminas de un hermoso color amarillo de limon.

No se altera por el aire á la temperatura ordina-

ria; pero á beneficio del calor se quema una porcion del azufre y se oxida el cadmio.

Composicion. Este sulfuro se compone de

Cadmio.....	77,6	1 átomo.
Azufre.....	22,4	1 átomo.
	100,0	

Su fórmula = Cd S.

Usos. El vivo color que caracteriza este compuesto, y su inalterabilidad al aire, hacen creer que se le emplearia con ventaja en la pintura, si algun dia el cadmio llegare á ser menos raro. Hemos observado que podria aplicarse á la seda por una doble descomposicion y comunicarle un hermoso color amarillo inalterable á la luz, de cuyo medio los tintoreros podrian sacar gran partido.

COMPUESTO DE CADMIO Y DE FÓSFORO.

(*Fosfuro de cadmio.*)

Este compuesto, que se forma directamente, es gris, poco brillante y muy frágil; sometido á la accion del fuego, se funde con facilidad, y arde en seguida esparciendo un olor de fósforo, y se convierte en parte en fosfato de cadmio.

Usos presumidos del cadmio. La maleabilidad y las propiedades de este metal pueden hacer suponer que si algun dia se hiciese mas comun y mas fácil de extraer, las artes le emplearian en los mismos casos que el zinc.

FIN DEL TOMO I.

Digitized by Google

INDICE

DE LAS MATERIAS CONTENIDAS EN ESTE TOMO I.

LIBRO PRIMERO.

Introduccion, 1.
Definicion de la química, 3.
De la accion molecular, 3.
De las moléculas integrantes y constituyentes, 3 y 4.
Division de los cuerpos, 4.
Cuerpos simples ó elementales, 4.
Cuerpos compuestos, 4.
De la afinidad de agregacion, 5.
De la afinidad química ó de composicion, 5.
De la influencia de la cohesion, 5.
De la influencia del calórico, 5.
De la influencia de la electricidad, de la presion y de la relacion de las masas sobre la afinidad química, 6 y 7.
De la análisis y de la síntesis, 8.

DE LA COMBINACION, 8.

Condiciones en que se combinan los cuerpos, 8.
Desprendimiento de calórico y luz por la combinacion, 9.
Produccion de frio, 9.
Desprendimiento de electricidad, 9.
Los cuerpos producen dos géneros de combinaciones, 10.
La combinacion se verifica entre los átomos, 10.
Las propiedades de los cuerpos cambian por la combinacion, 10.
Combinacion por afinidad débil, 11.
Relacion en volúmen de los cuerpos combinados, 12.
Descomposicion de los cuerpos por afinidad diferente, 13.
Principios en que está fundada la análisis química, 14.

Digitized by Google

La afinidad de los cuerpos se modifica por los compuestos en que entran, 14.
De la influencia de la relacion de las masas sobre la afinidad, 14 *y* 15.

CAPITULO I.

Número de los cuerpos simples ó elementos, 15.

Su division en dos secciones, 16.
Division de los cuerpos segun sus propiedades eléctricas, 17.
De la nomenclatura química, 17.
Cuerpos simples combustibles, 17.
Denominacion de los compuestos oxigenados, 18.
Oxácidos (*su nomenclatura*), 18.
Hidrácidos (*su nomenclatura*), 19.
Oxidos (*su nomenclatura*), 20.
Sales (*su nomenclatura*), 20.
Sales neutras, 21.
Sales ácidas, 21.
Sales básicas, 21.
Compuestos binarios de los metaloideos, 22.
Compuestos formados por los metales entre sí ó aleaciones, 24.
Denominacion de los principios orgánicos vejetales y animales, 24.

CAPITULO II.

De las proporciones en que se combinan los cuerpos, 25.

Proporciones multíplices, 26.
Teoría de los números proporcionales ó equivalentes químicos, 27.
Tabla de los equivalentes de los metaloideos y de los metales, 30.
Teoría atomística, 33.

Digitized by Google

Modo de determinar los pesos atomísticos de los cuerpos simples, 35.
Tabla de los pesos atomísticos de los cuerpos metaloideos y de los metales, 37 y 38.
Determinacion de los pesos atomísticos de los cuerpos compuestos, 38.
De los signos y fórmulas usados en química para representar los diferentes cuerpos simples y las series de las combinaciones que forman entre sí, 41.
Tabla de los signos que representan los cuerpos simples no metálicos y metálicos, 42.

CAPITULO III.

Del aire atmosférico, 46.

Atmósfera de la tierra, 46.
Su pesantez, 47.
Peso del aire, su presion, 47.
Su composicion, 48.
Comprobacion de la existencia del agua en vapor en el aire, 48.
Evaluacion de la proporcion de ácido carbónico en el aire, 49.
De la análisis del aire por el mercurio, 52.
De la análisis del aire por el fósforo, 54.
Primer procedimiento de análisis, 54.
Segundo procedimiento de análisis, 54.
De la análisis del aire por el hidrógeno, 55.
De la alteracion del aire por la respiracion y por la combustion, 56.
De las causas que vuelven el aire insalubre, 58.
De los miasmas en el aire de los pantanos, 59.
Nueva análisis del aire, 60.
Composicion del aire en volúmen y en peso, 60.
Accion del aire en la combustion y en la calcinacion, 61.
Teoría de Lavoisier, 61.

Digitized by Google

CAPITULO IV.

Del oxígeno, 63.

Su estado natural, 63.
Su extraccion, 63.
Procedimiento primero, 63.
Teoría de la operacion, 65.
Procedimiento segundo, 65.
Procedimiento tercero, 65.
Propiedades del oxígeno, 65.
Combustion del hierro por el oxígeno, 66.
Epoca de su descubrimiento, 67.

CAPITULO V.

Del agua, 68.

Epoca del descubrimiento de la composicion del agua, 68.
Su estado natural, 69.
Su purificacion, 70.
Sus propiedades físicas, 71.
Del aire que se halla disuelto en el agua y de su análisis, 73.
De la descomposicion del agua por la pila de Volta, 74.
De la descomposicion del agua por el hierro, 76.
De la recomposicion de los elementos del agua, 77.
Aparato de Lavoisier, 77.
Relacion en que están combinados el oxígeno y el hidrógeno, 80.
De la análisis del agua por MM. Dulong y Berzelius, 80.
Usos del agua, 83.
Del agua de mar, 83.
Del agua de manantiales, 84.
Del agua de los arroyos y de lluvia, 84.
Del agua de pozo, 84.
Análisis de las aguas del Sena, del Marne y de algunos pozos de las inmediaciones de París, 86.

Digitized by Google

CAPITULO VI.

Del hidrógeno, 87.

Su extraccion, 87.
Sus propiedades, 90.
Su combinacion con el oxígeno, 91.
Su uso en las análisis hidrométricas, 93.
Su uso en las artes, 93.

CAPITULO VII.

Del carbono, 94.

Su estado natural, *carbon*, *antracita y hulla*, 94.
Diamante, *su combustion*, 96.
Propiedades del carbono, 97.
Absorcion de los gases por el carbon extraido de los vejetales, 97.
Absorcion de las materias olorosas y colorantes por el carbon, 98.
Compuestos del carbono con el oxígeno, 100.
Del ácido carbónico (*su extraccion*), 101.
Sus propiedades, 103.
Su liquidacion, 103.
Su solidificacion, 105.
Su composicion, 110.
Del óxido de carbono, 111.
Su preparacion, 111.
Sus propiedades, 113.
Su composicion, 113.
Gas hidrógeno protocarbonado, 115.
Sus propiedades, 116.
Su composicion, 116.
Su estado natural, 116
Gas hidrógeno bicarbonado, 117
Su preparacion, 117.
Sus propiedades, 118.

Digitized by Google

Su composicion, 119.
Del alumbrado por el gas, 119.
Del gas portátil no comprimido, 120.
De los carburos de hidrógeno, 121.
De la accion del aire sobre el carbono, 123.
De la accion del agua sobre el carbono, 123.
De la combustion, 124.
De la cantidad de calórico que desprenden los cuerpos al quemarse, 125.
De la teoría de la llama, 126.
Del resplandor de la llama, 127.
De las capas de gas que componen la llama, 127.
De la lámpara de seguridad, 130.
De la lámpara sin llama, 132.
De los medios de valuar la intensidad de la llama de los diversos combustibles, 133.

CAPITULO VIII.

Del cloro, 134.

Su extraccion, 134.
Sus propiedades, 138.
Descomposicion del agua por el cloro, 139.
Combinaciones oxigenadas del cloro, 142.
Del ácido hipocloroso, 142.
Del ácido cloroso, 144.
Del ácido clórico, 145.
Del ácido perclórico, 147.
Combinacion del cloro con el hidrógeno, 147.
Del ácido clorhídrico, 147.
De los cloruros de carbono, 154.
Del cloruro de óxido de carbono, 157.
Del cloruro de hidrógeno bicarbonado, 158.
Usos del cloro, 159.

Digitized by Google

CAPITULO IX.

Del bromo, 161.

Del ácido brómico, 163.
Del ácido bromhídrico, 165.
Del bromuro de carbono, 167.
Del bromuro de hidrógeno bicarbonado, 168.
Del cloruro de bromo, 169.

CAPITULO X.

Del iodo, 170.

Del ácido iódico, 175.
Del ácido periódico, 177
Del ácido iodhídrico, 178.
De los cloruros de iodo, 182.
De los bromuros de iodo, 183.
De los ioduros de carbono, 183.
Del ioduro de hidrógeno bicarbonado, 185.

CAPITULO XI.

Del fluor, 186.

Del ácido fluorhídrico, 187.
Sus usos, 191.

CAPITULO XII.

Del fósforo, 192.

Del óxido de fósforo, 197.
Del ácido fosfórico, 198.
Del ácido hipofosfórico, 200.
Del ácido fosforoso, 202.
Del ácido hipofosforoso, 203.

Digitized by Google

Del hidrógeno protofosforado, 204.
Del hidrógeno perfosforado, 206.
Del hidruro de fósforo, 209.
De los cloruros de fósforo, 211.
De los ioduros de fósforo, 214.
De los bromuros de fósforo, 215.

CAPITULO XIII.

Del azoe, 217.

Del ácido azóico, 220.
Del ácido hipoazóico, 226.
Del ácido azooso, 228.
Del deutóxido de azoe, 230.
Del protóxido de azoe, 235.
Del amoniaco, 239.
Del cloruro de azoe, 248.
Del ioduro de azoe, 251.
Del cianógeno, 252.
Del ácido cianhídrico, 256.
De los cloruros de cianógeno, 264.
Del ioduro de cianógeno, 268.
Del bromuro de cianógeno, 269.
De los ácidos ciánico y cianoso, 270.

CAPITULO XIV.

Del arsénico, 273.

Del ácido arsenioso, 275.
Del ácido arsénico, 291.
Hidruro de arsénico, 293.
Del hidrógeno arseniado, 294.
Del cloruro de arsénico, 296.
Del bromuro de arsénico, 297.
Del ioduro de arsénico, 297.

Digitized by Google

CAPITULO XV.

Del azufre, 298.

Del ácido sulfuroso, 303.
Del ácido sulfúrico, 309.
Del ácido hiposulfúrico, 321.
Del ácido hiposulfuroso, 323.
Del ácido sulfhídrico, 325.
Hidruro de azufre, 332.
Del sulfuro de carbono, 333.
De los cloruros de azufre, 336.
Del ioduro de azufre, 338.
Del bromuro de azufre, 339.
De los fosfuros de azufre, 339.
De los sulfuros de arsénico, 341.
Del sulfuro de azoe, 343.
Del sulfocianógeno, 344.
Del bicianuro de azufre, 345.
Del ácido sulfocianhídrico, 347.

CAPITULO XVI.

Del selenio, 348.

Del óxido de selenio, 350.
Del ácido selenioso, 350.
Del ácido selénico, 352.
Del ácido selenhídrico, 353.
De los cloruros de selenio, 354.
Del bromuro de selenio, 355.
Del sulfuro de selenio, 355.

CAPITULO XVII.

Del boro, 356.

Del ácido bórico, 358.

Digitized by Google

Del cloruro de boro, 361.
Del sulfuro de boro, 362.
Del fluoruro de boro, 362.

CAPITULO XVIII.

Del silicio, 365.

Del ácido silícico, 367.
Del hidruro de silicio, 370.
Del cloruro de silicio, 371.
Del bromuro de silicio, 372.
Del fluoruro de silicio, 372.

LIBRO SEGUNDO.

Metales ó cuerpos electro-positivos, 375.

CAPITULO I.

Generalidades sobre los cuerpos metálicos, 375.

Clasificacion de los metales segun su afinidad con el oxígeno, 382.

CAPITULO II.

Del potasio, 385.

Del protóxido de potasio, 391.
Del deutóxido de potasio, 396.
Del cloruro de potasio, 397.
Del bromuro de potasio, 399.
Del ioduro de potasio, 400.
De los sulfuros de potasio, 402.
Del seleniuro de potasio, 406.
Del fosfuro de potasio, 406.
Del azouro de potasio, 407.
Del arseniuro de potasio, 407.
Del cianuro de potasio, 408.

Digitized by Google

CAPITULO III.

Del sodio, 409.

Del protóxido de sodio, 411.
Del deutóxido de sodio, 414.
Del cloruro de sodio, 415.
De los compuestos del sodio con el iodo, el bromo, el azufre, el selenio y el fósforo, 420.

CAPITULO IV.

Del litio, 421.

Sus compuestos con el oxígeno y el azufre, 422.

CAPITULO V.

Del calcio, 423.

Del protóxido de calcio, 424.
Del deutóxido de calcio, 428.
Del cloruro de calcio, 428.
Del ioduro de calcio, 429.
Del bromuro de calcio, 430.
Del fluoruro de calcio, 430.
Del sulfuro de calcio, 431.
Del fosfuro de calcio, 431.

CAPITULO VI.

Del bario, 433.

Del protóxido de bario, 434.
Del deutóxido de bario, 438.
Del deutóxido de hidrógeno, 440.
Del cloruro de bario, 445.
Del ioduro de bario, 446.

Digitized by Google

Del sulfuro de bario, 447.
Del fosfuro de bario, 448.

CAPITULO VII.

Del estroncio, 449.

Del protóxido de estroncio, 450.
Del bióxido de estroncio, 452.
Del cloruro de estroncio, 453.
Del ioduro de estroncio, 454.

CAPITULO VIII.

Del aluminio, 455.

Del óxido de aluminio, 456.
Del cloruro de aluminio, 458.

CAPITULO IX.

Del itrio, 460.

Del óxido de itrio, 461.
Sus compuestos con el azufre y el fósforo, 462.

CAPITULO X.

Del glucinio, 462.

Del óxido de glucinio, 463.

CAPITULO XI.

Del circonio, 464.

Del óxido de circonio, 465.

Digitized by Google

CAPITULO XII.

Del torio, 466.

Del óxido de torio, 467.

CAPITULO XIII.

Del magnesio, 469.

Del oxido de magnesia, 470.
Del cloruro de magnesio, 471.

CAPITULO XIV.

Del manganeso, 473.

Del protóxido de manganeso, 475.
Del deutóxido de manganeso, 476.
Del peróxido de manganeso ó bióxido, 477.
Del ácido manganésico, 479.
Del ácido permanganésico, 481.
De los cloruros de manganeso, 483.
De los ioduros de manganeso, 485.
Del sulfuro de manganeso, 486.
De los fosfuros de manganeso, 487.

CAPITULO XV.

Del hierro, 488.

Del protóxido de hierro, 489.
Del deutóxido de hierro, 504.
Del tritóxido de hierro, 506.
De los carburos de hierro, 5[illegible].
Del acero, 512.
De los cloruros de hierro, [illegible].
De los ioduros de hierro, 523.

Digitized by Google

De los sulfuros de hierro, 524.
Del seleniuro de hierro, 526.
Del boruro de hierro, 527.
Del fosfuro de hierro, 528.
Del siliciuro de hierro, 529.
De los arseniuros de hierro, 530.
De la aleacion del hierro y del aluminio, 530.
De la aleacion del hierro y del estaño, 531.

CAPITULO XVI.

Del zinc, 533.

Del protóxido de zinc, 536.
Del bióxido de zinc, 538.
Del cloruro de zinc, 538.
Del ioduro de zinc, 539.
Del sulfuro de zinc, 540.
Del fosfuro de zinc, 541.
Del arseniuro de zinc, 541.

CAPITULO XVII.

Del cadmio, 542.

Del óxido de cadmio, 544.
Del cloruro de cadmio, 544.
Del ioduro de cadmio, 545.
Del sulfuro de cadmio, 545.
Del fosfuro de cadmio, 546.

Digitized by Google

Digitized by Google

Digitized by Google

Digitized by Google

Digitized by Google